جامعة مصراتة

كلية الهندســــة

قسم الهندسة المدنية

خواص واختبارات المواد

التركيب الذري والترابط بين الذرات

عمر عبد السلام أبوستة (2001041)

الملخص

الهدف من هذا البحث ليس جمع المعلومات ومجرد تكديســـها، بل الهدف منه هو محاولة فهم التركيب الذري من ناحية عملية، أي البحث في السّــبل والتجارب الفعلية التي تم من خلالها اســتنباط النظريات المختلفة عن التركيب الذري والترابط بين الذرات. يبدأ البحث من الصــفر، ويتدرج في منحى تاريخي مرورا بالشـــخصـــيات المختلفة التي ســـاهمت في التنقيب في علم الكيمياء والكيمياء الفيزيائية، وصـــولا إلى العلم النهائي الذي يدرس التركيب الذري وهو علم فيزياء الكم الذي يدرس تكوين نماذج نظرية تحكم التركيب الذري، لم يُتعمق كثيرا في فيزياء الكم، لكن هذا البحث يقدم مقدمة جيدة عنه. وينتهي البحث بلمحة عن أنواع الروابط الذرية وبعض الأمثلة عليها.

أبريل\2023

1- مقدمة:

بعض الخصائص المهمة في المواد الصلبة تعتمد على الترتيب الهندسي للذرات وعلى التفاعلات الداخلية بين الذرات والجزيئات. لذلك سوف ندرس في هذا البحث: التركيب الذري، والنظريات الذرية، والتوزيع الإلكتروني، والجدول الدوري، والأنواع المختلفة للروابط الذرية -الأساسية والثانوية- التي تحافظ على تماسك الذرات المكونة للمادة الصلبة.

2- المادة:

بالعين المجردة؛ نرى أن الأشياء من حولنا تختلف كثيرا في غالبية خصائصها الفيزيائية والكيميائية، فهي تختلف في اللون والملمس والرائحة والقوة، وغير ذلك الكثير من الخصائص التي يمكن ملاحظتها؛ فمن البديهي جدا أن نقترح أن تلك الأشياء هي "مواد" مختلفة عن بعضها البعض، وجميع الأشياء المتطابقة في الخصائص تتكون من نفس المادة. أول من بحث معمقا في المواد الكيميائية هو العالِم جابر بن حيان (700 م) حيث أنه طوّر طرقا ووسائل لفصل المخاليط والمحاليل الكيميائية إلى مواد خالصة كالماء والكحول وغيرهما. ولكن لم يُتعمق أكثر في دراسة تلك المواد الخالصة بعد ذلك إلا على يد العالِمان أنطوان لافوازييه وآري بولز (1700 م) حيث طورا طرقا لفصل بعض تلك المواد الخالصة إلى مواد أبسط مكونة لها، مثل الماء: يُمكن فصله إلى غازَين اثنين. ولكن مهما حاولا فصل تلك المواد الأبسط إلى ما يمكن أن تتركب منه؛ لم يستطيعا؛ فاستنتجا أن هذه المواد الأبسط هي مواد أساسية، وجميع المواد الأعقد تتركب منها. اصطُلح على المواد الأساسية بالمصطلح "عنصر" كيميائي، والمواد الأعقد بـالـ "مُركّب" الكيميائي.

المخلوط الكيميائي: هو مزيج من عدة عناصر و\أو مركبات، بدون وجود روابط كيميائية بينها.

العناصر الكيميائية: هي المواد الأساسية التي لا تتركب من مواد أبسط، لا يمكن تخليقها أو تدميرها بالتفاعلات الكيميائية العادية.

المركبات الكيميائية: تتكون من تفاعل عنصرين أو أكثر، ولها خواص مختلفة عن العناصر المكونة لها.

3- الذرة:

أول من تكلم في ماهية المادة كان الفيلسوف اليوناني ديمقراط حيث أنه قال إذا استمررنا في تقطيع أي جسم معين سوف نصل إلى جُسيم غير قابل للقطع وسماه "غير قابل للقطع" (Atomos) ومنها المصطلح "Atom" والذي يقابله مصطلح "الذرة". بالرغم من صحة[1] توقُّع ديمقراط إلا أنه لم تُكتشف أي دلائل تدعم تلك الفرضية إلا بعد ذلك بألفي سنة على يد جون دالتون (1819 م) حيث أن عِلم الكيمياء كان متطورا حينها وكان من المعلوم أن تفاعل العناصر المكونة للمركبات دائما ما يكون في أعداد صحيحة، مثل أن 12 جم من عنصر الكربون يتفاعل بشكل كامل مع 16 جم من عنصر الأكسجين ليُكوّنا مركبا بخصائص معينة، ولكن إذا ضاعفنا كمية الأكسجين لتكون تحديدا 32 جم فإنهما يتفاعلان بشكل كامل مرة أخرى ليُكوّنا مركبا آخر بخصائص مميزة أخرى، وكان من المعلوم أيضا قانون جمع الحجوم، الذي وضعه جاي لوساك (1802) والذي ينص على أنه في حال تفاعل حجمين من غازين مختلفين ليكونا غازا ثالثا؛ فإن نسبة حجميهما إلى حجم الغاز الناتج دائما ما تكون في أعداد صحيحة، ومثال على ذلك هو عندما يتفاعل لتران من غاز الهيدروجين مع لتر واحد من غاز الأكسجين فإنهما يكونان لترين بالضبط من بخار الماء. فمن ذلك كله أشار دالتون إلى أن ذلك يدعم نظرية أن المادة متكونة من ذرات؛ حيث أنه نستنتج عندئذ أن ذرة الكربون الواحدة يمكن أن تتفاعل مع ذرة أكسجين واحدة فتُكوّن مركب (أول أكسيد الكربون)، أو أن تتفاعل مع ذرتين من الأكسجين فتكون مركبا آخر وهو (ثاني أكسيد الكربون). وذلك اشتُهر بـ(نظرية دالتون الذرية) والتي تنص على:

1- جميع المواد تتكون من ذرات ~~غير قابلة للفصل~~.
2- كل مادة لها نوعها الخاص من الذرات، ~~وجميع ذرات المادة الواحدة تتطابق في جميع الخصائص~~.
3- المركبات تتركب من ذرتين أو أكثر، في نسب من أعداد صحيحة.

[1] بغض النظر عن أن الذرة قابلة للفك كما اكتشف حديثا.

4- في المركبات؛ يمكن للذرات أن تتحد أو تفترق، أو يُعاد ترتيبها.

1-3 الوزن الذري:

ذكرنا سابقا أنه بعد تكوّن سجل كبير من البيانات عن تجارب التفاعلات الكيميائية بين العناصر المختلفة؛ تبيّن للعلماء أن العناصر الكيميائية لكي تنتج مركبات بتفاعل تام -أي بدون تبقي زوائد من تلك العناصر بعد التفاعل- فإنها دائما ما تكون بنِسب من أعداد صحيحة، على سبيل المثال فإن 2 لتر من الهيدروجين يتفاعل مع لتر واحد من الأكسجين لينتجا 2 لتر من الماء، 1 لتر من غاز النيتروجين يتفاعل مع 3 لترات من الهيدروجين لينتجا لترين من غاز الأمونيا، 1 لتر من الهيدروجين يتفاعل مع 1 لتر من الكلوريد لينتجا 2 لتر من غاز كلوريد الهيدروجين. يمكن تعميم تلك الملاحظات تحت قانون جمع الحجوم.

ينص قانون جمع الحجوم على أنه: عندما تتفاعل الغازات عند ضغط ودرجة حرارة ثابتين؛ فإن النسب بين حجومها دائما ما تكون أعدادا صحيحة. هذا القانون لم يأتي عبثا؛ بل له دلالته على طبيعة العناصر المتفاعلة، بل هو أحد أقوى الدلائل على أن المادة متكونة من ذرات. والتفسير المنطقي الوحيد لهذا القانون هو أن نسب حجوم الغازات المتفاعلة مساو لنسب أعداد الذرات المتفاعلة، أي أن نسب الحجوم (2 لتر من الهيدروجين : 1 لتر من الأكسجين : 2 لتر من الماء) دالٌ على أن نسب الذرات يجب أن تكون (2 من ذرات الهيدروجين : 1 ذرة أكسجين : 2 من جزيئات الماء). لكي يكون هذا صحيحا؛ فإن الحجوم المتساوية من الغازات يجب أن تحتوي على عدد متكافئ من الذرات أو الجزيئات، بغض النظر عن ماهية الغاز.

لكن نلاحظ نشوء بعض المشاكل والتناقضات إزاء هذا الاستنتاج؛ بالنسبة إلى تفاعل كلوريد الهيدروجين، فإنه 1 لتر من الهيدروجين يتفاعل مع 1 لتر من الكلوريد لينتجا 2 لتر من كلوريد الهيدروجين، بناء على استنتاجنا فإن ذرة هيدروجين واحدة تتفاعل مع ذرة كلوريد واحدة لينتجا جزيئين اثنين من كلوريد الهيدروجين، وهذا غير منطقي على الإطلاق، فلكي يحدث ذلك يجب تقسيم ذرتي الهيدروجين والكلوريد إلى نصفين لتكوين جزيئين من كلوريد الهيدروجين، وذلك ينقض مفهوم الذرة من الأساس.

مشكلة أخرى تنشأ عندما نزن الغازات، حيث نجد أن 1 لتر من غاز الأكسجين يزن أكثر من 1 لتر من بخار الماء! في حال افترضنا أن هذه الحجوم تحتوي على عدد متساو من الجُسيمات؛ فإنه نستنتج أن ذرة أكسجين واحدة تزن أكثر من جزيء ماء واحد! وذلك مستحيل طبعا لأنه -حسب الاستنتاج- جزيء الماء يحتوي على ذرة أكسجين وزيادة عليها ذرتي هيدروجين.

هذه قد تبدو للوهلة الأولى تناقضات ناسفة لقانون جمع الحجوم، ولكن لا يزال قانون حجم الحجوم قهري وحاسم؛ إذ أنه لا يمكن أن يكون تفاعل الغازات في حجوم بنسب من أعداد صحيحة قد أتى بالصدفة، وليس له تفسير إلا أن عدد الجزيئات متساو -في الحجوم المتساوية من الغازات- ليكون التفاعل تام، وإذا تخيلنا أن عدد الجزيئات غير متساو في الحجوم المتساوية فإنه لا يمكن عندئذ أن تتفاعل بشكل كامل بل سيبقى منها زوائد. فهذا يدل على أن تلك التناقضات وهمية ولها ما يفسرها.

بالنسبة لتفاعل كلوريد الهيدروجين فإن تفسيره هو أن الهيدروجين لابد من أن يتواجد على هيئة جزيئات من ذرتين من الهيدروجين، وكذلك الكلوريد؛ فعلى ذلك يكون التفاعل منطقيا، ويمكن أن نكتب:

$$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$$

فهذه هي الطريقة المستخدمة لمعرفة التركيب الكيميائي للعديد من المركبات؛ فقط من خلال معرفة نِسب الحجوم المؤدية لحدوث التفاعل بشكل تام. فبمعلومية أن:

2 لتر هيدروجين + 1 لتر أكسجين ← 2 لتر ماء

نستنتج أنّ:

$$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$$

حيث استنتجنا أن غاز الأكسجين لابد من أن يتواجد في جزيئات من ذرتين اثنين.

بالنسبة لمشكلة الوزن، فالآن بعد أن عرفنا المعادلة الكيميائية للتفاعلات؛ فيمكننا تفسيرها بسهولة، حيث أنه بالنسبة لتفاعل الماء، فإنه إذا وزنا الأكسجين والهيدروجين قبل التفاعل (في التفاعل التام)، فإن نسبة كتلة الهيدروجين إلى الأكسجين دائما ما تكون 1 : 8 وبما أنه يوجد ذرتي هيدروجين وذرة أكسجين واحدة في جزيء الماء؛ فإن ذلك يدل على أن نسبة كتلة ذرة الهيدروجين إلى ذرة الأكسجين هي 1 : 16. وهذه النسب سُميت بـ"الوزن الذري" للعنصر، حيث أن الوزن الذري للهيدروجين هو 1، وللأكسجين هو 16.

وهكذا يمكن استنتاج الأوزان الذرية لبقية العناصر بمعلومية التفاعلات الداخلة بها وبصيغ المركبات والجزيئات المكونة لها وبنسب أوزان المواد الداخلة في التفاعلات.

فمن ذلك فإن الوزن الذري لجزيء الماء هو 18 (ذرة أكسجين وزنها 16 وذرتي هيدروجين وزنهما 2)، ومن المنطقي جدا أن يكون أقل من وزن جزيء الأكسجين الذي يساوي 32 (ذرتين من الأكسجين).

العدد الذري: هو ترتيب العنصر بالنسبة لوزنه الذري، فعنصر الأكسجين على سبيل المثال وزنه الذري 16 وهو ما يجعله يقع في الترتيب الثامن (عدده الذري هو 8) حيث أن النيتروجين الذي يسبقه وزنه الذري 14 فترتيبه السابع، والفلور وزنه الذري 19 وذلك يجعله في الترتيب التاسع -بعد الأكسجين- أي أن عدده الذري هو 9.

1-3 الإلكترون:

كلنا جربنا أن نقوم بفرك أقلام الحبر الجاف على رؤوسنا ثم نُقربها إلى قطع صغيرة من الورق؛ فتنجذب تلك القطع وتلتصق بالقلم. قديما لم يكن لديهم أقلام حبر ولكن كان لديهم أحجار الكهرمان كما تسمى بالفارسية والتي تنطق بالعربية الكهرباء، وتقابلها عنبر بالعربية، والتي منها (Amber) بالإنجيزية والتي تقابلها (Elektron) باليونانية القديمة. عندما يُفرك حجر الكهرباء بالصوف ويُقرّب إلى الريش؛ ينجذب إليه الريش ويلتصق به.

تبنى جلبرت جوريك (1633) نظرية كوبرنيكوس (1543 م) القائلة بأن الأرض تدور حول الشمس وليس كما كان يُعتقد قبل ذلك أن جميع الكواكب والنجوم تدور حول الأرض، وأراد إثباتها عمليا، فأراد إنشاء نموذج للأرض والجاذبية الأرضية؛ فأراد محاكاة الجاذبية الأرضية بجاذبية حجر الكهرباء للريش، لكنه لم يجد أحجار الكهرباء بالحجم الكافي، فبحث عن البديل، فوجد أن الكبريت أيضا يمتلك الخاصية الكهربائية؛ فوضع كرة من الكبريت فوق قضيب حديدي ثم فركها بيديه ونشر عليها قِطعا من الورق والريش، فالتصق كل ذلك بها. طبعا هذه كانت تجربة فاشلة لمحاكاة الجاذبية الأرضية، لكنه اكتشف أشياء جديدة لم تكن ملحوظة على حجر الكهرباء، حيث أن الريش بعد مدة من التصاقه بالكبريت كان ينفر منه فيسقط على الأرض، ثم إذا رُد عليه التصق به مرة أخرى، ثم يُعيد الكرة، وهكذا.

في العام 1729 أجرى ستيفن جراي تجاربا على ظاهرة الكهرباء؛ فاكتشف أن الخاصية الكهربائية يمكن أن تنتقل بين الأجسام، ففي تجربة له قام بربط طرف خيط بقضيب زجاجي من جهة وكرة من العاج من الجهة الأخرى، ووجد أنه بفرك القضيب الزجاجي تكتسب الكرة -في الجهة الأخرى- الخاصية الكهربائية بالرغم من أنه لم يفركها على الإطلاق، بل إنها تكتسب الخاصية الكهربائية بمجرد تقريب القضيب الزجاجي من الخيط فقط، دون الحاجة لربطه به. ثم استبدل جراي الخيط بعدة مواد أخرى فوجد جراي أنه يمكن تصنيف المواد إلى أن بعضها مُوصل للكهرباء (اختصارا لكلمة: الخاصية الكهربائية) وبعضها عازل للكهرباء. اعتُقد في البداية أن المعادن عازلة للكهرباء، وذلك لأنها شديدة الموصلية للكهرباء؛ بحيث تتسرب منها الكهرباء بسهولة، إلى أن قام (دو فايه) بتجربة فرك المعدن بدون لمسه مباشرة باليد، ولكن عن طريق عازل، فوجد أنه حينئذ يكتسب الخاصية الكهربائية. عرف دو فايه حينئذ أن الكهرباء في الحقيقة موجودة في جميييع المواد، لكنها تحتاج إلى حافز فقط ليظهر تأثيرها.

متأثرا بتجارب جوريك قام دو فايه بفرك قضيب زجاجي ثم بتقريبه إلى قطع صغيرة من الذهب؛ لاحظ أن الذهب يقفز بسرعة وينجذب إلى القضيب ويسقط من بسرعة إلى الأرض ليعود وينجذب للقضيب عدة مرات. بعد كل هذه التجارب خرج دو فايه بنظرية عن الكهرباء هذا ونصها:

> "الأجسام الكهربائية [المكتسبة للخاصية الكهربائية] تجذب الأجسام الغير كهربائية، وعندما تلتصق بها تعمل على اكسابها الخاصية الكهربائية، لكن تتنافر معها في اللحظة التي تصبح فيها -هي أيضا- كهربائية".

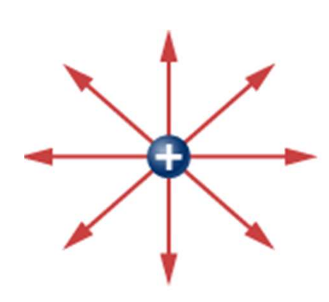
قام دو فايه بتجربة أخرى باستخدام قضيبين من مادتين مختلفتين، قام بفركهما، ثم قرّب إحداهما إلى شريحة من الذهب؛ فانجذبت إليها كما هو متوقع، وجعل القضيب الآخر تحتها لتسقط عليه، متوقعا أن الشريحة ستتنافر معه؛ إذ أنها أصبحت كهربائية بالفعل، لكن حدث العكس، والتصقت الشريحة بالقضيب الآخر. من هذه التجربة استنتج دو فايه أن الخاصية الكهربائية تختلف من مادة إلى أخرى.

في العام 1748 أجرى بنيامين فرانكلن الكثير من التجارب عن الكهرباء، وخرج بعد ذلك بنظرية عن الكهرباء؛ حيث عرف أنها لا تستحدث من العدم، بل هي موجودة في الأصل في المادة، ولذلك تخيل أن أنها تتنقل في المادة كالسائل، فإذا اكتسبت ذلك السائل، تصبح مشحونة بشحنة زائدة (موجبة) منه، وإذا فقدته تصبح ناقصة (سالبة) لتلك الشحنة.

في العام 1791 أراد لويجي جلفاني دراسة الكهرباء، وبينما كان يجري التجارب الكهربائية التي اعتاد عليها الجميع، كان يضع ضفدعا ميتا على الطاولة (يبدو أنه كان يُعد حساء ضفادع) فانتقلت الشحنة الكهربائية إلى الضفدع من دون قصد؛ فقفزت أرجل الضفدع بشكل سريع ومفاجئ، انبهر جلفاني بهذا الاكتشاف، وبدأ يجري الكثير من التجارب على الضفادع، فأراد تعليق ضفادعه على سياجه الحديدي، فأتى بمخاطيف من النحاس وعلق بها الضفادع، وما إن علّق المخطاف على الحديد إلا وقفز الضفدع، استغرب جلفاني من هذا الشيء وظن بداية أن الضفدع قد يكون خزّن الشحنة الكهربائية من التجارب السابقة التي أجريت عليه وظهر تأثيرها بشكل مفاجئ، ولكن مع تكرار ذلك الحدث؛ فهم جلفاني أن اجتماع الحديد والنحاس هو ما يشحن الضفدع بالكهرباء.

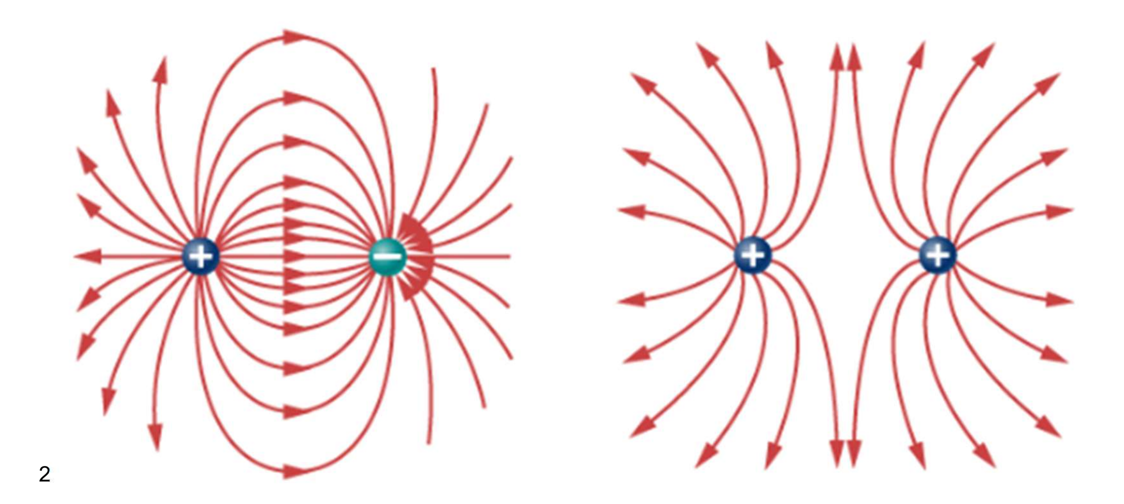
أراد ألكساندرو فولتا في العام 1799 م دراسة ظاهرة توليد المعادن للكهرباء، فقام باختبار المعادن المختلفة على الضفادع، فوجد أن أفضلها في توليد الكهرباء هي الفضة مع الزنك، قام بتجريبهما على لسانه فشعر بصعقة في لسانه؛ فهم فولتا أن المعادن تحتاج إلى الرطوبة لتوليد الكهرباء، فوصلهما بسلك وغمرهما بالماء، فتولد تيار كهربائي مستمر خلال السلك، فكانت هذه أول بطارية كهربائية.

في العام 1820 م اكتشف هانس أورستد أن التيار الكهربائي يؤثر على المغناطيس؛ إذ وضع بوصلة بجانب سلك يمر به تيار كهربائي، وتفاجأ بأن تحركت إبرة البوصلة وتوجهت باتجاه عمودي على السلك، اعتقد أورستد أن التيار الكهربائي يتحرك بشكل دائري داخل السلك، بحث يسحب إبرة البوصلة باتجاه عمودي على السلك، ولكن في العام 1821 برهن مايكل فاراداي خلاف ذلك؛ حيث جعل المغناطيس يؤثر على التيار الكهربائي وليس العكس، فثبّت المغناطيس في سائل مُوصّل للكهرباء، وعلق بجانبه سلكا ووضع نهايته الحرة داخل السائل، ووصل السائل والسلك بفرق جهد، فبدأ السلك بالدوران حول المغناطيس، فدل ذلك على وجود علاقة أعمق بين التيار الكهربائي والمغناطيس، فقام فاراداي بعدة تجارب لفهم العلاقة بينهما؛ أهمها هي تجربة الحث المغناطيسي حيث قام فاراداي بلف سلك حول نفسه عدة مرات، ثم مرر خلاله مغناطيس؛ فتفاجأ بأن تولد تيار كهربائي في السلك عند حركة المغناطيس داخله، وأما عندما يوقف المغناطيس عن الحركة؛ يختفي التيار الكهربائي في السلك. فهم فاراداي حينئذ العلاقة بين الشحنة الكهربائية والمغناطيس؛ حيث أن حركة إحداهما تولد الآخر، عندما يتحرك المغناطيس يولد الكهرباء، وعندما تتحرك الكهرباء تولد المغناطيس. ولكي يكون هناك نموذج بياني لهذه العلاقة؛ وضع فاراداي مفهوم المجال الكهربائي، حيث أنه تخيل خطوط للقوى حول الشحنة الكهربائية، وافترض أنها خارجة من الشحنة الموجبة وداخلة إلى الشحنة السالبة، ويمكن تمثيلها كالتالي:

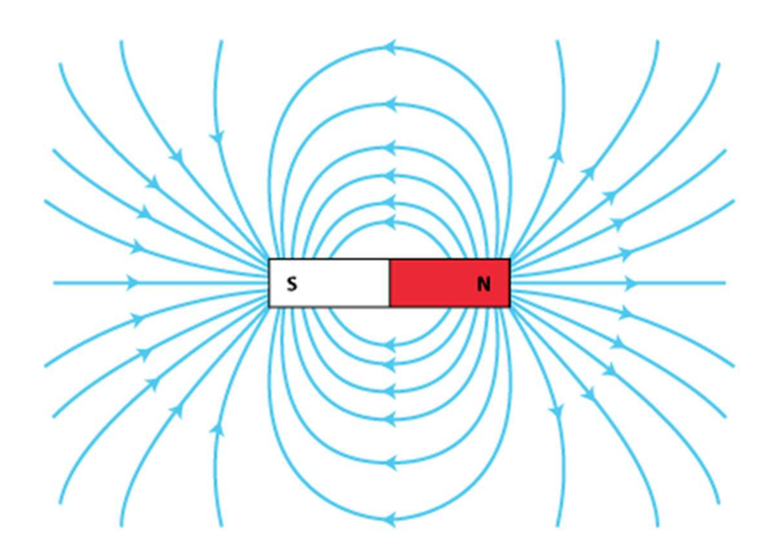




حيث يمكن تخيل تنافرها وتجاذبها كالتالي:


[2]

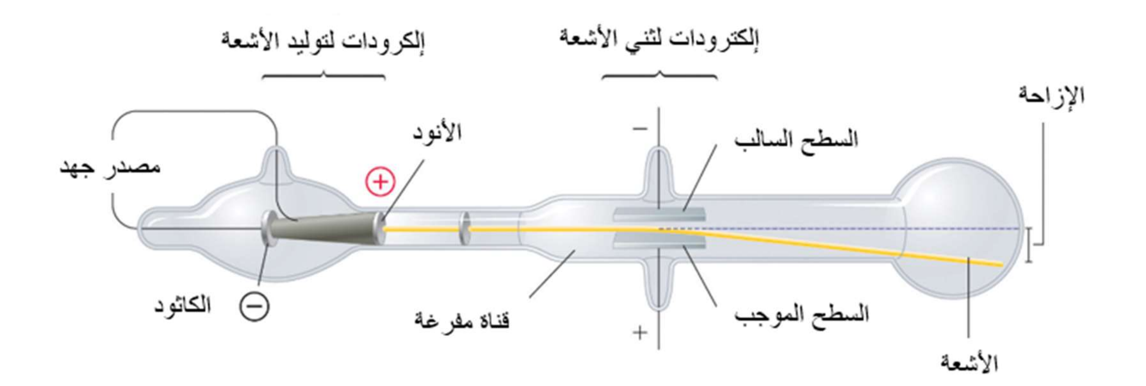
أما بالنسبة للمجال المغناطيسي، فهو كالتالي:



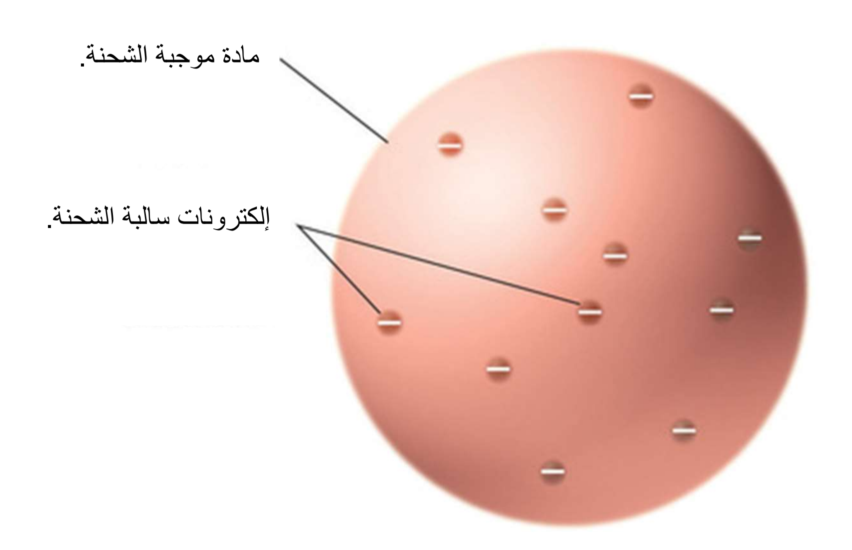
تخيل فارادي أنه عندما تتحرك الشحنة الكهربائية أو المغناطيس فإن هذه المجالات تتحرك تبعا لذلك بالتدريج، وتحرك هذه المجالات يسبب تحرك الشحنات الكهربائية أو المعادن الممغنطة.

في العام 1897 قام جوسيف تومبسون بتجربة لدراسة ماهية الشحنة الكهربائية، فقام بتوفير قطبين بفرق جهد عال، وقام بوضعهما متقابلين داخل قناة زجاجية مفرغة من الهواء، وعندما وصّلهما بفرق الجهد؛ انبثق بينهما شعاع وهاج يسير في خط مستقيم، أجرى الكثير من التجارب على ذلك الشعاع لتحديد خصائصه، ومنها أنه وضع قطبا سالبا وآخر موجبا حول القناة الزجاجية؛ فانحرف الشعاع ناحية القطب الموجب، وكذلك عندما يُقَرّب مغناطيسا إلى الشعاع؛ فإنه ينجذب إلى القطب الموجب وينفر من القطب السالب؛ فعلم تومبسون أن ذلك الشعاع سالب الشحنة الكهربائية. ووضع أمام ذلك الشعاع مِروحة صغيرة؛ فاكتسبت طاقة حركية وبدأت تدور، فعلم أن هذا الشعاع هو جُسيمات صغيرة جدا لها كتلة. سُمّيت تلك الجُسيمات لاحقا بالـ"إلكترونات".

[2] الصور من (https://pressbooks.online.ucf.edu).



وبناء على ذلك؛ وضع تومبسون نظريته الذرية والتي تنص على أن الذرات هي جسيم موجب الشحنة يحتوي على جسيمات من الشحنة السالبة مضمنة داخله، يمكن لتلك الجسيمات الولوج والخروج من الذرة.



الشكل من [1]: نموذج جوسيف تومبسون للذرة.

بعد ذلك أراد تومبسون تحديد مقدار شحنة الإلكترون؛ فقام بقياس انحراف الإلكترونات بين الصفيحتين (ص)، ووجد أن:

$$ن = \frac{ل}{ع} \qquad ص = \frac{1}{2} ج ن^2 \rightarrow ص = \frac{1}{2} ج \left(\frac{ل}{ع}\right)^2$$

حيث: ل هو طول الصفيحتين، وص هي انحراف الإلكترونات العمودي على الصفيحتين.

ولكي يوجد السرعة قام تومبسون بوضع مجال مغناطيسي حول الإلكترونات بحيث يعادل المجال الكهربائي ويجعل الإلكترونات تسير في خط مستقيم؛ وبالتالي:

$\text{ق}_{\text{كهربائي}} = \text{ق}_{\text{مغناطيسي}}$	$\text{ص} = \frac{1}{2}\,\text{ج} \left(\frac{\text{ل م}_{\text{مغناطيسي}}}{\text{م}_{\text{كهربائي}}}\right)^2$
$\text{م}_{\text{كهربائي}}\ \text{ش} = \text{ع م}_{\text{مغناطيسي}}\ \text{ش}$	$\text{ج} = \frac{\text{ق}}{\text{ك}} = \frac{\text{ش م}_{\text{كهربائي}}}{\text{ك}}$
$\text{ع} = \frac{\text{م}_{\text{كهربائي}}}{\text{م}_{\text{مغناطيسي}}}$	$\text{ص} = \frac{1}{2}\,\frac{\text{ش م}_{\text{كهربائي}}}{\text{ك}} \left(\frac{\text{ل م}_{\text{مغناطيسي}}}{\text{م}_{\text{كهربائي}}}\right)^2$

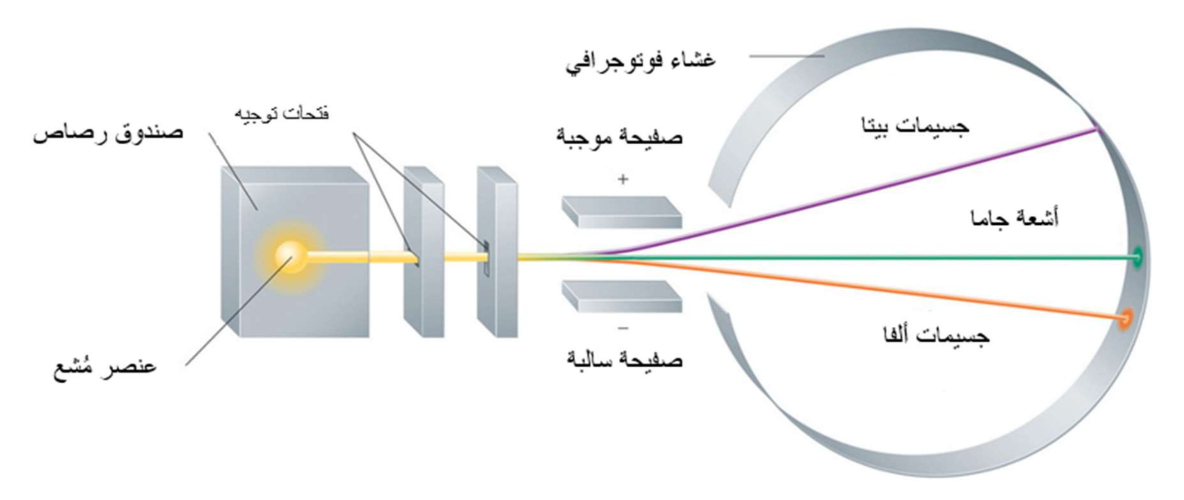
$$\frac{\text{ش}}{\text{ك}} = \frac{2\ \text{ص م}_{\text{كهربائي}}}{\text{ل}^2 \left(\text{م}_{\text{مغناطيسي}}\right)^2}$$

حيث: م هي المجال، وش شحنة الإلكترون.

لم يستطع تومبسون تحديد إلا نسبة شحنة الإلكترون إلى كتلته. ولكن قام ميليكان (1906-1914) بتجربة لتحديد شحنة الإلكترون حيث قام بشحن قطرات من الزيت بالإلكترونات وأرسلها في مجال كهربائي بين صفيحتين، وبمراقبة حركة القطرات في المجال الكهربائي قام بتحديد الشحنات الكهربائية على قطرات الزيت المختلفة؛ ووجد أنها كلها تقبل القسمة على (1.6×10^{-19})؛ فعلم أنها أصغر وحدة للشحنة ولابد من أن شحنة الإلكترون تساوي 1.6×10^{-19} كولوم. ومن خلال معلومية نسبة الشحنة إلى الكتلة؛ وجد أن كتلة الإلكترون تساوي 9.1×10^{-30} كجم.

2-3 النواة:

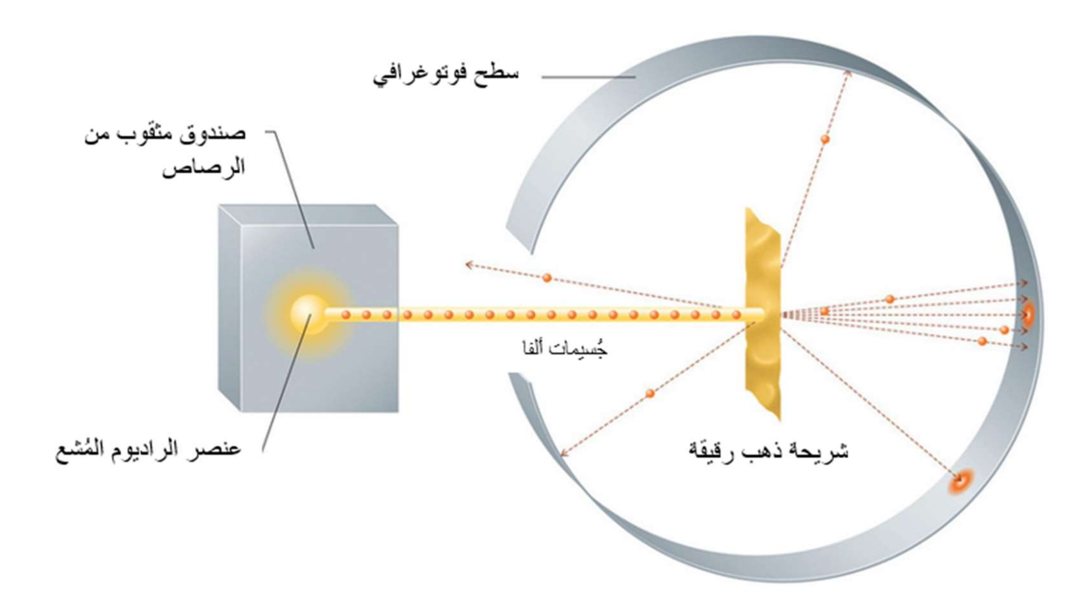
في العام 1899 قام إرنست راثرفورد بتجربة لدراسة العناصر المشعة، فوضع عنصر اليورانيوم المُشع في صندوق به ثُقب، فكان الإشعاع ينبثق من الثقب في خط مستقيم إلى الخارج، فوضع صفيحتين بينهما فرق جهد حول خط الإشعاع، ووضع مقابل خط الإشعاع صفيحة تستقبل جُسيمات الإشعاع، فوجد أن جُسيمات الإشعاع انقسمت إلى ثلاث فرق، واحدة نفرت من القطب الموجب وانحرفت ناحية القطب السالب (جسيمات موجبة الشحنة)، وأخرى استمرت في السير في خط مستقيم، وأخرى نفرت من القطب السالب وانحرفت ناحية القطب الموجب (جسيمات سالبة الشحنة)، كما بالشكل التالي.



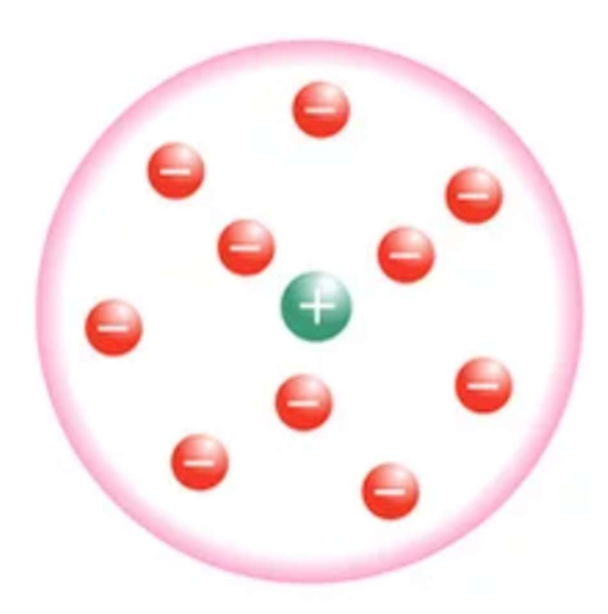
الشكل من [1]: تجربة إرنست راثرفورد لدراسة خصائص الإشعاعات

سُمّيت تلك الجُسيمات بالترتيب: جُسيمات ألفا، وأشعة جاما، وجسيمات بيتا. يتضح أيضا أن جسيمات ألفا لم تنحرف كثيرا عن مسارها؛ وذلك يدل على أنها ذات كتلة أضخم من جسيمات بيتا. قام راثرفورد بتعريض أشعة ألفا إلى كبسولة زجاجية مفرغة، ثم مرر شحنة كهربائية خلال الكبسولة، وذلك أدى إلى تولد غاز الهيليوم بداخلها؛ فعلم أن جسيمات ألفا ما هي إلا أيونات ذرة الهيليوم.

بتجربة أخرى لراثرفورد لدراسة ماهية الذرة؛ قام بوضع عنصر الراديوم المُشع داخل صندوق به ثُقب، وقام بوضع صفيحة من الذهب أمام الثقب، فتوجهت جُسيمات الإشعاع باتجاه صفيحة الذهب، وكان أغلبها يخترق صفيحة الذهب كما هو متوقع؛ لأنه من المعلوم أن جسيمات ألفا ثقيلة، لكن راثرفورد اندهش عندما وجد أن بعض الجسيمات ترتد عن صفيحة الذهب. اختراق معظم الجسيمات لصفيحة الذهب دل على أن الذرة معظمها فراغ، وارتداد بعض الجسيمات فقط عن صفيحة الذهب دل على أن الذرات بها نواة في مركزها تحوي معظم كتلتها، وتحوي كامل الشحنة الموجبة؛ وذلك لأن جسيمات ألفا موجبة الشحنة ولذلك تنافرت معها.



الشكل من [1]: تجربة راثرفورد لدراسة ماهية الذرة.



الشكل من (Adobe Stock): نموذج راثرفورد للذرة (1911 م).

3-3 البروتون:

كَون الوزن الذري للعناصر يكون في أعداد صحيحة يشير إلى أن نويات ذرات العناصر ليست كتلا صماء، بل لابد من وجود وحدات حاملة للكتلة (والشحنة) لتفسر ذلك التزايد الصحيح للوزن الذري، وأيضا لتعادل شحنة الإلكترونات السالبة، فيجب أن يكون عدد البروتونات في الذرة مساو لعدد الإلكترونات في حال كانت الذرة في الحالة المتعادلة، وأن تكون شحنة البروتون الواحد مساوية لشحنة الإلكترون الواحد. وبناء على ذلك: فإن ذرة الهيدروجين تتكون من بروتون واحد وإلكترون واحد، وذرة الهيليوم تتكون من بروتونين وإلكترونين... إلخ.

وللتحقق من ذلك التفسير؛ أجرى راذرفورد في العام 1919 م عِدة تجارب، قام خلالها بتعريض عدة غازات إلى جسيمات ألفا، أكثر نتيجة ملحوظة كانت عند تعريض ذرات النيتروجين لجسيمات ألفا، حيث نتج عن ذلك: أيونات ذرات الهيدروجين، وفي العام 1925 تعمّق باتريك بلاكيت في تلك التجارب فوجد أنه ما يحصل هو أنه عندما تصطدم جُسيمات ألفا (نويات ذرة الهيليوم) بنويات ذرات النيتروجين فإنها تنفصم إلى جُزأين، حيث ينضم أحد بروتوناتها إلى نواة النيتروجين فتتحول إلى أكسجين، وينطلق البروتون الآخر بعيدا كأيون الهيدروجين. فهذا دليل قاطع على وجود البروتونات.

4-3 النيترون:

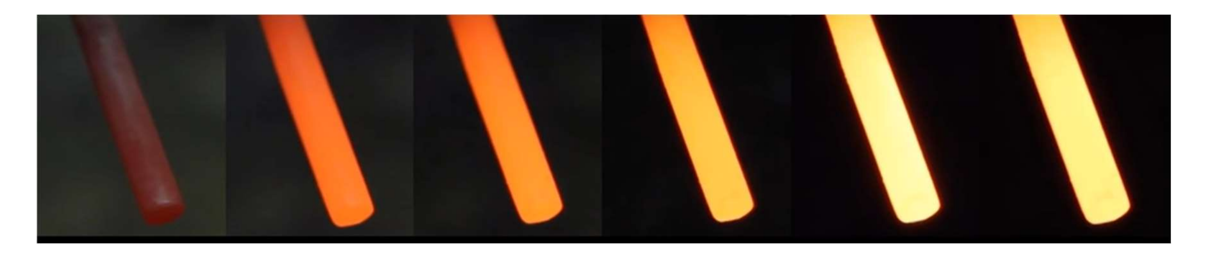
بعد زيادة الدقة في قياس الكتلة، تبيّن أنه في الحقيقة فإن العناصر الكيميائية لا تتفاعل بنسب من أعداد صحيحة بالضبط، ولكنها تختلف قليلا، فعنصر مثل الكلور تبيّن أن وزنه الذري يساوي 35.5؛ فهذا شكّل إشكالية كبيرة لأن علم الكيمياء بأكمله يعتمد على تلك القاعدة، فلابد من وجود تفسير لهذا الاختلاف. ولذلك تنبأ راذرفورد عام 1910 أنه لابد من وجود جُسيمات أخرى في النواة خالية من الشحنة الكهربائية، ولكن لم يُثبت ذلك عمليا إلى عام 1932 عندما قام جيمس تشادويك بقصف عنصر البريليوم بجسيمات ألفا، فنتج عن ذلك جُسيمات متعادلة الشحنة الكهربائية، فعرف أنها لا بد من أن تكون متواجدة في النواة مع البروتونات، وسماها النيوترونات.

وفي العام 1912 أجرى جوسيف تومسون تجاربا على الغازات؛ حيث وضع الغاز في أنبوب زجاجي مغلق، ووضع في نهايته قطبا موجب الشحنة، ووضع في وسطه قطبا سالب الشحنة، وهو صفيحة بها ثقب. عندما زود القطبين بفرق جهد عال؛ انطلقت الإلكترونات من القُطب السالب إلى الموجب، وفي طريقها كانت تصطدم بذرات الغاز الموجود في الأنبوب، فكانت تُفقدها إلكتروناتها؛ فتصبح الذرات أيونات موجبة الشحنة، فتنجذب إلى القطب السالب وتعبر من خلال الثقب وتخرج في الجهة الأخرى على هيئة أشعة منطلقة. فقام بتجربة على غاز النيون، وقام بتعريض الأشعة إلى مجالات كهربائية؛ فوجد أن أيونات غاز النيون انقسمت إلى مجموعتين، منها ما انحرف قليلا ومنها ما انحرف أكثر، فدلّ ذلك على أن ذرات النيون غير متطابقة بأكملها، بل منها ما هو أثقل من الآخر. وهذا دلّ على أن عدد النيوترونات في الذرات قد لا يكون ثابتا حتى لنفس العنصر.

سُميت ذرات نفس العنصر المختلفة في عدد النيوترونات بالـ"نظائر"، وغالبا ما توجد في النظائر ممزوجة مع بعضها في الطبيعة بنسب مختلفة؛ وهذا يفسر وجود الوزن الذري للعناصر في كسور.

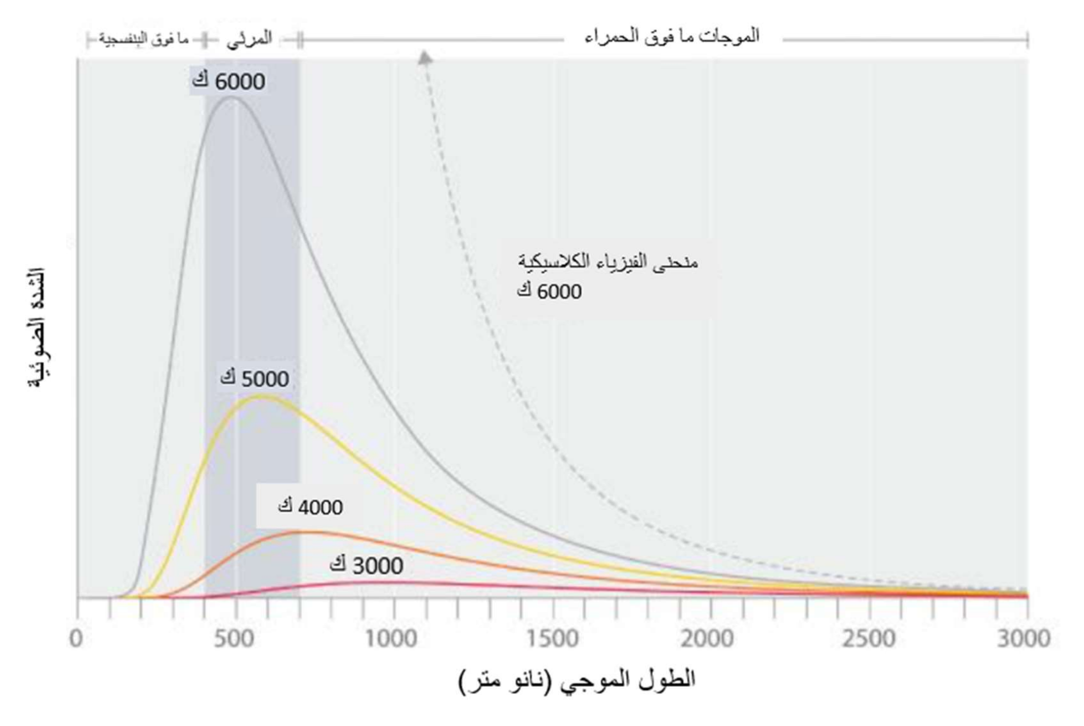
4- الضوء والطاقة:

نلاحظ أنه عند شحن الكتلة بالطاقة -بغض النظر عن كيفيتها أو نوعها- فإن الكتلة تتخلص من تلك الطاقة الزائدة على هيئة موجات كهرومغناطيسية، أغلبها من الضوء المرئي، فكلما زادت طاقة الكتلة؛ تغير لونها إلى الأحمر ثم البرتقالي ثم الأبيض، كالتالي:



ارتفاع درجة الحرارة

تم إجراء دراسات تجريبية على العلاقة بين درجة الحرارة ونوع الموجة الكهرومغناطيسية المطلقة، ووجد أنها ليس لها علاقة بنوع المادة، وهي كالتالي:



فشلت قوانين الفيزياء الكلاسيكية في محاولة إيجاد علاقة رياضية بين الطول الموجي ودرجة الحرارة، وبعد دراسة ماكس بلانك (1858-1947) لهذه المشكلة، وجد أن المشكلة تكمن في أن الفيزياء الكلاسيكية لا تضع حدودا دنيا للكميات، فالدوال فيها متصلة؛ فلذلك كلما قلّ الطول الموجي؛ زادت درجة الحرارة إلى الما لا نهاية (المنحنى المُنقّط في المخطّط)، فافترض بلانك أن الطاقة لها قيم متقطعة، أي لها وحدة دنيا للطاقة، ومن خلال النظر في العلاقات التجريبية؛ افترض أن الطاقة لها علاقة طردية بالتردد:

ط = ب ت

حيث: ط هي الطاقة، وب هو ثابت سُمي لاحقا بثابت بلانك، وت هي التردد.

عندما جرّب بلانك إيجاد علاقة رياضية -بين الطول الموجي ودرجة الحرارة- بناء على هذه الأسس، وجد أنها قريبة جدا من العلاقات التجريبية؛ فعلم أن افتراضاته صحيحة.

ظاهرة أخرى فشلت الفيزياء الكلاسيكية في تفسيرها، هي ظاهرة إشعاع بعض المعادن للإلكترونات في حال تعرضها للضوء، فمن الدراسات التجريبية وُجد أنه عند تعريض سطح المعدن إلى ضوء ذو تردد منخفض، فإنه لا يُشع إلكترونات، ولكن إذا ارتفع التردد إلى قيمة معينة فإنه يبدأ بإشعاع الإلكترونات، وكلما ارتفع التردد بعد ذلك زاد إشعاع الإلكترونات. درس ألبرت أينشتان (1879-1955) هذه الظاهرة، واعتقد أنه يمكن تفسيرها أيضا بمفهوم بلانك، حيث أنه افترض أن الضوء يأتي بالطاقة على هيئة حُزم سُميت بالفوتونات، وأن الفوتونات يجب أن تُكسب الإلكترونات بطاقة حركية كافية لكي تتغلب بها على القوة الكهروستاتيكية التي تحوزها في ذراتها.

أجريت تجارب موسعة على العناصر الكيميائية من حيث نوعية الأشعة الضوئية التي تبثها عند ارتفاع درجة حرارتها، فتم إمرار جهد كهربائي عال خلال غاز الهيدروجين، فتبين أنه يُشع ضوءا أحمر، كالتالي:



فعندما تم إمرار هذا الضوء خلال منشور زجاجي، ظهرت ألوان متقطعة، ولم تكن طيفا متصلا، كالتالي:



تم إجراء هذه التجربة على جميع العناصر الأخرى، ووجد أن لكل عنصر مجموعة من الترددات الضوئية المميزة التي يُشعها، وبما أن التردد له علاقة طردية بالطاقة حسب نظرية بلانك، فدل ذلك على أن الذرات تتواجد في حالات معينة لها قيم معينة من الطاقة. ففي حال كانت الذرات تكتسب قيم متصلة من الطاقة؛ لكانت تُشع موجات كهرومغناطيسية في طيف متصل.

5- نموذج بور للذرة:

بناء على الدراسات التجريبية قام نيلز بور عام 1913 م بدراسة نظرية عميقة للذرة، وخرج بنظرية تفسر التركيب الذري، ولفعل ذلك افترض عدة فرضيات وهي:

1- الإلكترون يتحرك في مدار دائري ثابت حول النواة.
2- بالرغم من حركة الإلكترون بعجلة، إلا أنه لا يفقد طاقة خلال ذلك.
3- كمية الحركة الزاوية للإلكترون تُقدّر بوحدات من حاصل قسمة ثابت بلانك على 2π، وهذا لعله مستوحى من أن الطاقة على علاقة عكسية بالطول الموجي.
4- تتواجد الإلكترونات في عدة مستويات للطاقة، وتنتقل من مستوى إلى آخر بإطلاق فوتونات بطاقة تساوي الفرق بين طاقة المستويين.

وبناء على هذه الفرضيات؛ بدأ بور حساباته على ذرة الهيدروجين -باعتبار أن لها إلكترونا واحدا يدور حول بروتون واحد- كالتالي:

1-5 كمية الحركة الزاوية للإلكترون حسب الفيزياء الكلاسيكية:

ح = ك ع نق جا(90^{o}) = ك ع نق

حيث: ح هي كمية الحركة الزاوية، وك هي كتلة الإلكترون، وع هي سرعته، ونق هو نصف قُطر مداره، والزاوية بين متجه السرعة ومتجه نصف القطر هي 90^{o}.

2-5 كمية الحركة الزاوية للإلكترون حسب فيزياء الكم:

بمعلومية أن الطاقة لها قيم منفصلة؛ افترض بور أن كمية الحركة الزاوية أيضا سيكون لها قيم منفصلة، وافترض أن تلك القيم تساوي ثابت بلانك مقسوما على 2π لكي يكون عدد الموجات عددا صحيحا حوال المدار، كالتالي:

$$\text{ح} = \frac{\text{م ب}}{2\pi}$$

حيث: م هي عدد صحيح للتفرقة بين المدارات، وب هي ثابت بلانك.

3-5 القوة على الإلكترون:

قوة الكهرباء الساكنة المسلطة على الإلكترون من قانون كولوم تساوي:

$$\text{ق} = \frac{\text{ش}_1\,\text{ش}_2}{4\pi\,\text{س}\,\text{نق}^2} = \frac{\text{ش}^2}{4\pi\,\text{س}\,\text{نق}^2}$$

حيث: ش هي شحنة الإلكترون، وس هي ثابت السماحية، ونق هي نصف قطر المدار.

والقوة أيضا تساوي العجلة الزاوية:

$$\text{ق} = \frac{\text{ك}\,\text{ع}^2}{\text{نق}}$$

4-5 سرعة الإلكترون:

بمساوات قيم القوة المُسلطة على الإلكترون والحل لأجل السرعة، نجد أنها تساوي:

$$\text{ع}^2 = \frac{\text{ش}^2}{4\pi\,\text{س}\,\text{ك}\,\text{نق}}$$

4-5 نصف قطر المدار:

بمساوات قيم كمية الحركة الزاوية السابقة، والحل لأجل نق، نجد أنه يساوي:

$$\text{نق} = \frac{\text{م ب}}{2\pi\,\text{ك}\,\text{ع}}$$

بالتعويض عن السرعة بما يساويها، نجد أن نق تساوي:

$$\text{نق} = \frac{\text{م}^2\,\text{ب}^2\,\text{س}}{\pi\,\text{ك}\,\text{ش}^2}$$

عند التعويض عن الثوابت في المعادلة، نجد أن أنصاف القطر تزداد مع م كالتالي:

$\text{م} = 1 \qquad \text{نق}_1 = 0.53 \times 10^{-10}\ \text{م}$

$\text{م} = 2 \qquad \text{نق}_2 = 2.10 \times 10^{-10}\ \text{م}$

$\text{م} = 3 \qquad \text{نق}_3 = 4.80 \times 10^{-10}\ \text{م}$

وهي قيم تقريبية لنصف قطر الذرة.

5-5 مستويات الطاقة:

باستخدام قانون الطاقة من الفيزياء الكلاسيكية:

$$\text{ط}_{\text{الكلية}} = \text{ط}_{\text{الحركة}} + \text{ط}_{\text{الوضع}}$$

$$\text{ط}_{\text{الحركة}} = \frac{1}{2}\text{ك ع}^2 \qquad \text{ط}_{\text{الوضع}} = -\frac{\text{ش}^2}{4\pi\ \text{س نق}}$$

$$\text{ط}_{\text{الكلية}} = \frac{1}{2}\text{ك ع}^2 - \frac{\text{ش}^2}{4\pi\ \text{س نق}}$$

بالتعويض عن السرعة ونصف القطر، والتبسيط؛ نجد أن الطاقة الكلية تساوي:

$$\text{ط} = -\frac{1}{\text{م}^2}\left(\frac{\text{ك ش}^4}{8\ \text{ب}^2\ \text{س}^2}\right)$$

وبالتعويض عن الثوابت؛ نجد أن:

$$\text{ط} = -\frac{2.18 \times 10^{18}\ \text{جول}}{\text{م}^2} = -\frac{13.6\ \text{إف}}{\text{م}^2}$$

حيث: إف هي إلكترون فولت.

وبالتعويض عن قيم م للمدارات الست الأولى؛ نجد أن طاقاتها كالتالي:

- 0.38 إف

- 0.54 إف

- 0.85 إف

- 1.50 إف

- 3.40 إف

- 13.6 إف

زيادة الطاقة

الحالة الطبيعية للإلكترون أنه يكون في مستويات الطاقة الدنيا (ذات الطاقة الأقل)، ولكن إذا أضيفت إليه طاقة (بالتسخين مثلا) فإنه ينتقل إلى المستوى الأعلى منه حسب كمية الطاقة التي تلقاها، فإذا كانت كمية الطاقة التي تلقاها تساوي الفرق في طاقة المستوى -الذي هو فيه- والمستوى الأعلى مباشرة؛ فإنه ينتقل إلى ذلك المستوى، وإذا كانت أقل فإنه لا يتحرك، وهكذا. وعندما ينتقل الإلكترون إلى مستويات طاقة أعلى، فإنه لا يلبث إلا أن يعود إلى مستويات الطاقة الأدنى، ويتخلص من طاقته على شكل أشعة كهرومغناطيسية -خلال ذلك- طاقتها مساوية للفرق بين مستوي الطاقة اللذان انتقل بينهما. إذا كانت الطاقة التي يُطلقها الإلكترون منخفضة، فإن الأشعة الكهرومغناطيسية يكون طولها الموجي منخفضا وبالتالي فإنه قد يكون في الأشعة فوق البنفسجية غير المرئية، وكلما زادت الطاقة المطلقة؛ زاد الطول الموجي، ويدخل بعد ذلك في الضوء المرئي.

6- معادلة شرودنجر:

لم ينجح نموذج بور في محاكاة سلوك الذرات بدقة إلا ذرة الهيدروجين فقط، وذلك لأنه يعامل الإلكترونات على أنها جُسيمات خالصة، ولكن الكثير من التجارب المعملية أثبتت أن الإلكترونات لها خصائص مزدوجة بين الجُسيم والموجة، فسُميت هذه الظاهرة بازدواجية الجسيم والموجة، وأراد شرودنجر أن يأتي بنموذج آخر يكون مبنيا على هذه الحقيقة.

لكي يفعل شرودنجر ذلك أراد الجمع بين خاصيتين، وهي: الطاقة، وازدواجية الجسيم والموجة. بالنسبة لازدواجية الجسيم والموجة يمكن تمثيلها بدالة دورية كما سنرى.

6-1 ازدواجية الجسيم والموجة:

6-1-1 كمية الحركة:

$$\text{ح} = \frac{\text{ب}}{\text{ل}}$$

حيث: ب هو ثابت بلانك، ول هو الطول الموجي.

الآن بقسمة 2π على الطول الموجي، للحصول على عدد الموجات في الدورة الكاملة (ث)، كالتالي:

$$\text{ث} = \frac{2\pi}{\text{ل}} \quad \leftarrow \quad \text{ل} = \frac{2\pi}{\text{ث}}$$

يمكن التعويض عن الطول الموجي بدلالته في معادلة كمية الحركة:

$$\text{ح} = \frac{\text{ب}}{2\pi}\,\text{ث} = \text{ٻ}\,\text{ث}$$

حيث: $\text{ٻ} = \frac{\text{ب}}{2\pi}$.

6-1-2 دالة الموجة:

يمكن استخدام الدالة التالية من الفيزياء الكلاسيكية في تمثيل موضع الإلكترون:

$$\text{ج(س، ن)} = \text{أ}\ \text{هـ}^{\text{ت}(\text{ث س} + \text{ز ن})}$$

حيث: هـ هو عدد أويلر، وت = $\sqrt{-1}$. وث = $\frac{2\pi}{\text{ل}}$. وز هي السرعة الزاوية للموجة.

2-6 الدمج بين طاقة الإلكترون وازدواجية الجسيم والموجة:

اكتشف شرودنجر أنه يمكن تحقيق ازدواجية الجسيم والموجة رياضيا؛ وذلك بضرب دالة الموجة في قانون الطاقة من الفيزياء الكلاسيكية للإلكترون الذي يعتبر الإلكترون جسيما، كالتالي:

$$\text{ج}\,\text{ط}_{\text{الكلية}} = \text{ج}\,\text{ط}_{\text{الحركة}} + \text{ج}\,\text{ط}_{\text{الوضع}}$$

ابتداء بالطاقة الحركية؛ إذا فاضلنا دالة الموجة مرتين بالنسبة لـ س، كالتالي:

$$\frac{\partial^2 \text{ج}}{\partial \text{س}^2} = -\text{ث}^2\,\text{أ}\,\text{هـ}^{\text{ت}(\text{ث}\,\text{س} + \text{ز}\,\text{ن})} = -\text{ث}^2\,\text{ج}$$

حيث: $\frac{\partial}{\partial \text{س}}$ هو تفاضل جُزئي بالنسبة لـ س.

بالتعويض عن ث بدلالة كمية الحركة ($\text{ث} = \frac{\text{ح}}{\text{ب}}$)، نحصل على التالي:

$$\frac{\partial^2 \text{ج}}{\partial \text{س}^2} = -\frac{\text{ح}^2}{\text{ب}^2}\,\text{ج}$$

الآن بالتعويض عن كمية الحركة بدلالة الطاقة الحركية، كالتالي:

$$\text{ط}_{\text{الحركة}} = \tfrac{1}{2}\,\text{ك}\,\text{ع}^2$$

$$\text{ح} = \text{ك}\,\text{ع} \qquad \text{ع} = \frac{\text{ح}}{\text{ك}} \qquad \text{ع}^2 = \frac{\text{ح}^2}{\text{ك}^2}$$

$$\text{ط}_{\text{الحركة}} = \frac{\text{ح}^2}{2\,\text{ك}} \qquad \text{ح}^2 = 2\,\text{ك}\,\text{ط}_{\text{الحركة}}$$

$$\frac{\partial^2 \text{ج}}{\partial \text{س}^2} = -\frac{2\,\text{ك}}{\text{ب}^2}\,\text{ج}\,\text{ط}_{\text{الحركة}}$$

بالتعويض عن ص طالحركة في القانون الأساسي، نحصل على التالي:

$$\text{ج}\,\text{ط}_{\text{الكلية}} = -\frac{\text{ب}^2}{2\,\text{ك}}\frac{\partial^2 \text{ج}}{\partial \text{س}^2} + \text{ج}\,\text{ط}_{\text{الوضع}}$$

وهذه هي معادلة شرودنجر، أو ما يمكن أن نسميه بقانون حفظ الطاقة لفيزياء الكم.

باعتبار فرضية أن دالة الموجة حلها كالتالي:

$$\text{ج}(\text{س، ن}) = \text{أ}\,\text{هـ}^{\text{ت}(\text{ث}\,\text{س} + \text{ز}\,\text{ن})}$$

فإن العدد التخيلي (ت) فيها يدل على أنها غير منطقية، أي أنه لا يمكن إيجاد الموقع بشكل مطلق للإلكترون، فمراعاة لهذه الحقيقة، ليس لدنا خيار إلا أن نستخدم الدالة كمؤشر فقط لتحديد موقع الإلكترون، وذلك بتربيعها للتخلص من العدد التخيلي، ثم بتكاملها على فترة معينة؛ كالتالي:

$$\text{ح}(\text{ن}) = \int_{\text{أ}}^{\text{ب}} \left|\text{ج}(\text{س، ن})\right|^2 \text{دس}$$

حيث ح(ن) تعطي مؤشر على تواجد الإلكترون في الفترة أ إلى ب، وتسمى دالة الاحتمال. نحن نجري حساباتنا مبدئيا بدلالة بُعد واحد للتبسيط، ولكن الحسابات النهائية ستكون لثلاثة أبعاد لتمثل الحيز في الفراغ الذي يتواجد فيه الإلكترون.

لكي يمكن استخدام دالة الاحتمال لتحديد نسبة تواجد الإلكترون في حيز معين في الفراغ؛ يجب أن يتحقق الشرط التالي:

$$\text{ح(ن)} = \int_{-\infty}^{+\infty} \left|\text{ج(س، ن)}\right|^2 = 1$$

حيث أن احتمالية وجود الإلكترون في أي مكان في الفترة التي من -∞ إلى ∞ هي 1 طبعا.

الآن نحتاج إلى أن نعمم الدالة على الأبعاد الثلاثة، كالتالي:

$$\text{ج(س، ص، ع، ن)} = \text{ج}\left(\overleftarrow{\text{ض}}\text{، ن}\right)$$

حيث $\overleftarrow{\text{ض}}$ هو متجه موضع الإلكترون.

الذي سيتغير هو أنه ستضاف التفاضلات بالنسبة لـ ص و ع كالتالي:

$$\text{ج ط}_{\text{الكلية}} = -\frac{\text{ب}^2}{2\text{ك}}\left(\frac{\partial^2 \text{ج}}{\partial \text{س}^2} + \frac{\partial^2 \text{ج}}{\partial \text{ص}^2} + \frac{\partial^2 \text{ج}}{\partial \text{ع}^2}\right) + \text{ج ط}_{\text{الوضع}}$$

باستخدام معامل لابلاس الذي يرمز له بالرمز نابلا (∇):

$$\nabla^2 = \frac{\partial^2}{\partial \text{س}^2} + \frac{\partial^2}{\partial \text{ص}^2} + \frac{\partial^2}{\partial \text{ع}^2}$$

تتبسط الكتابة لتصبح كالتالي:

$$\text{ج ط}_{\text{الكلية}} = -\frac{\text{ب}^2}{2\text{ك}}\nabla^2 \text{ج} + \text{ج ط}_{\text{الوضع}}$$

بأخذ ج عامل مشترك:

$$\text{ج ط}_{\text{الكلية}} = \left(-\frac{\text{ب}^2}{2\text{ك}}\nabla^2 + \text{ط}_{\text{الوضع}}\right)\text{ج}$$

ما بين الأقواس يُسمى عامل هاملتون (ها):

$$\text{ج ط} = \text{ها ج}$$

تذكر أن ها هو عامل يدخل على ج، وليس معامل ضربي.

المعادلة السابقة تسمى معادلة شرودنجر المستقلة عن الزمن، وهي تفترض أن الطاقة الكلية للإلكترون ثابتة، لكن في حال تفاعل الإلكترون مع محيطه؛ فإن طاقته الكلية ستتغير؛ لذلك وجب إيجاد الطاقة الكلية كدالة في الزمن، وذلك كالتالي:

نفاضل دالة الموجة بالنسبة للزمن:

$$\text{ج}(\text{س، ن}) = \text{أ هـ}^{\text{ت}(\text{ث س} + \text{ز ن})}$$

$$\frac{\partial \text{ج}}{\partial \text{ن}} = \text{ت ز أ هـ}^{\text{ت}(\text{ث س} + \text{ز ن})}$$

$$\frac{\partial \text{ج}}{\partial \text{ن}} = \text{ت ز ج}$$

من المعلوم أيضا أن الطاقة الكلية تساوي:

$$\text{ط} = \text{ٻ ز} \qquad \text{ز} = \frac{\text{ط}}{\text{ٻ}}$$

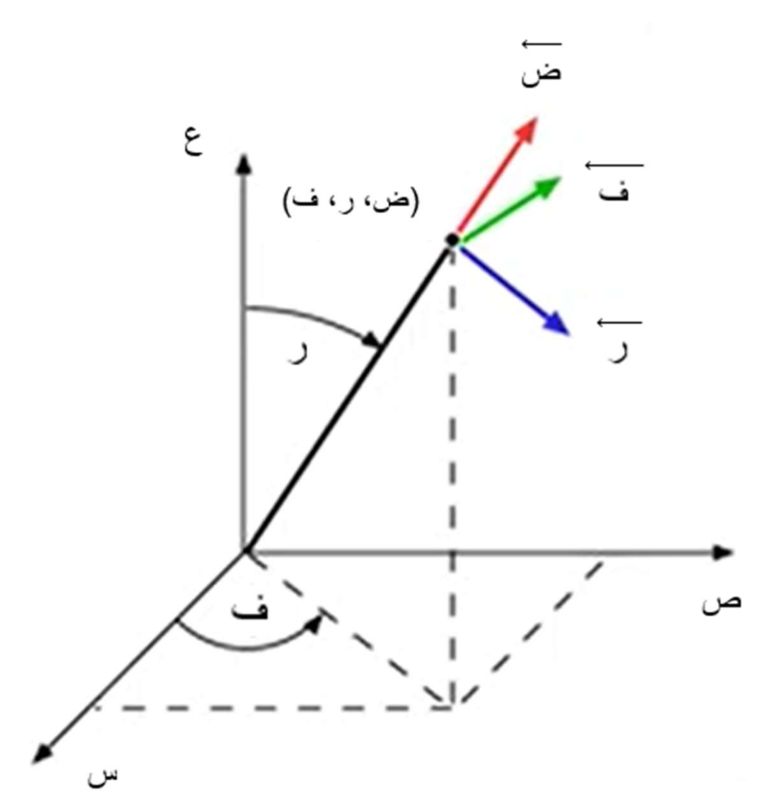
بالتعويض عن ز في مشتقة الزمن، والحل لأجل (ط ج):

$$\text{ط ج} = \frac{\text{ٻ}}{\text{ت}} \frac{\partial \text{ج}}{\partial \text{ن}}$$

بالتعويض عن (ط ج) في معادلة شرودنجر المستقلة عن الزمن:

$$\frac{\text{ٻ}}{\text{ت}} \frac{\partial \text{ج}}{\partial \text{ن}} = \text{ها ج}$$

الآن لحل هذه المعادلة التفاضلية الجزئية يمكن استخدام طريقة فصل المتغيرات (بشرط أن تكون طاقة الوضع مستقلة عن الزمن)، لكن يجب أولا تغيير النظام الكارتيزي إلى النظام القطبي، كالتالي:



حيث: ض هو قيمة متجه الموضع.

الشيء الوحيد الذي سيتغير هو معامل لابلاس؛ حيث سيصبح:

$$\nabla^2 = \frac{1}{\text{ض}^2}\frac{\partial}{\partial \text{ض}}\left(\text{ض}^2\frac{\partial}{\partial \text{ض}}\right) + \frac{1}{\text{ض}^2\,\text{جا}(\text{ر})}\frac{\partial}{\partial \text{ر}}\left(\text{جا}(\text{ر})\frac{\partial}{\partial \text{ر}}\right) + \frac{1}{\text{ض}^2\,\text{جا}^2(\text{ر})}\left(\frac{\partial^2}{\partial \text{ف}^2}\right)$$

وبالتعويض عن ذلك في معادلة شرودنجر التابعة للزمن:

$$\text{ج}\ \text{ط}_{\text{الكلية}} = -\frac{\text{ب}^2}{2\text{ك}}\nabla^2\ \text{ج} + \text{ج}\ \text{ط}_{\text{الوضع}}$$

$$\text{ج}\ \text{ط}_{\text{الكلية}} = -\frac{\text{ب}^2}{2\text{ك}}\left[\frac{1}{\text{ض}^2}\frac{\partial}{\partial \text{ض}}\left(\text{ض}^2\frac{\partial \text{ج}}{\partial \text{ض}}\right) + \frac{1}{\text{ض}^2\,\text{جا}(\text{ر})}\frac{\partial}{\partial \text{ر}}\left(\text{جا}(\text{ر})\frac{\partial \text{ج}}{\partial \text{ر}}\right) + \frac{1}{\text{ض}^2\,\text{جا}^2(\text{ر})}\left(\frac{\partial^2 \text{ج}}{\partial \text{ف}^2}\right)\right] + \text{ج}\ \text{ط}_{\text{الوضع}}$$

وهذه معادلة شرودنجر القطبية، ويمكن حلها عن طريق فصل المتغيرات، كالتالي:

ج(ض، ر، ف) = ق(ض) ز(ف، ر)

بالتعويض في المعادلة:

$$\text{ق ز}\ \text{ط}_{\text{الكلية}} = -\frac{\text{ب}^2}{2\text{ك}}\left[\frac{1}{\text{ض}^2}\frac{\partial}{\partial \text{ض}}\left(\text{ض}^2\frac{\partial \text{ق ز}}{\partial \text{ض}}\right) + \frac{1}{\text{ض}^2\,\text{جا}(\text{ر})}\frac{\partial}{\partial \text{ر}}\left(\text{جا}(\text{ر})\frac{\partial \text{ق ز}}{\partial \text{ر}}\right) + \frac{1}{\text{ض}^2\,\text{جا}^2(\text{ر})}\left(\frac{\partial^2 \text{ق ز}}{\partial \text{ف}^2}\right)\right] + \text{ق ز}\ \text{ط}_{\text{الوضع}}$$

بإخراج الثوابت من التفاضلات:

$$\text{ق ز}\ \text{ط}_{\text{الكلية}} = -\frac{\text{ب}^2}{2\text{ك}}\left[\frac{\text{ز}}{\text{ض}^2}\frac{\partial}{\partial \text{ض}}\left(\text{ض}^2\frac{\partial \text{ق}}{\partial \text{ض}}\right) + \frac{\text{ق}}{\text{ض}^2\,\text{جا}(\text{ر})}\frac{\partial}{\partial \text{ر}}\left(\text{جا}(\text{ر})\frac{\partial \text{ز}}{\partial \text{ر}}\right) + \frac{\text{ق}}{\text{ض}^2\,\text{جا}^2(\text{ر})}\left(\frac{\partial^2 \text{ز}}{\partial \text{ف}^2}\right)\right] + \text{ق ز}\ \text{ط}_{\text{الوضع}}$$

بالقسمة على (ق ز):

$$\text{ط}_{\text{الكلية}} = -\frac{\text{ب}^2}{2\text{ك}}\left[\frac{1}{\text{ق}\,\text{ض}^2}\frac{\partial}{\partial \text{ض}}\left(\text{ض}^2\frac{\partial \text{ق}}{\partial \text{ض}}\right) + \frac{1}{\text{ز}\,\text{ض}^2\,\text{جا}(\text{ر})}\frac{\partial}{\partial \text{ر}}\left(\text{جا}(\text{ر})\frac{\partial \text{ز}}{\partial \text{ر}}\right) + \frac{1}{\text{ز}\,\text{ض}^2\,\text{جا}^2(\text{ر})}\left(\frac{\partial^2 \text{ز}}{\partial \text{ف}^2}\right)\right] + \text{ط}_{\text{الوضع}}$$

بالضرب في $-\frac{2\text{ك}\,\text{ض}^2}{\text{ب}^2}$:

$$\left[\frac{1}{\text{ق}}\frac{\partial}{\partial \text{ض}}\left(\text{ض}^2\frac{\partial \text{ق}}{\partial \text{ض}}\right) + \frac{1}{\text{ز}\,\text{جا}(\text{ر})}\frac{\partial}{\partial \text{ر}}\left(\text{جا}(\text{ر})\frac{\partial \text{ز}}{\partial \text{ر}}\right) + \frac{1}{\text{ز}\,\text{جا}^2(\text{ر})}\left(\frac{\partial^2 \text{ز}}{\partial \text{ف}^2}\right)\right] + -\frac{2\text{ك}\,\text{ض}^2}{\text{ب}^2}\left(\text{ط}_{\text{الوضع}} - \text{ط}_{\text{الكلية}}\right) = 0$$

الآن يمكن أن نضع الحدود التابعة للموضع مع بعضها البعض، والحدود التابعة للزوايا مع بعضها البعض:

$$\frac{1}{\text{ز}}\left[\frac{1}{\text{جا}(\text{ر})}\frac{\partial}{\partial \text{ر}}\left(\text{جا}(\text{ر})\frac{\partial \text{ز}}{\partial \text{ر}}\right) + \frac{1}{\text{جا}^2(\text{ر})}\left(\frac{\partial^2 \text{ز}}{\partial \text{ف}^2}\right)\right] + \left[\frac{1}{\text{ق}}\frac{\partial}{\partial \text{ض}}\left(\text{ض}^2\frac{\partial \text{ق}}{\partial \text{ض}}\right) - \frac{2\text{ك}\,\text{ض}^2}{\text{ب}^2}\left(\text{ط}_{\text{الوضع}} - \text{ط}\right)\right] = 0$$

بما أن الحدّين دالّان في متغيرات مستقلة عن بعضها البعض؛ فإن السبيل الوحيد لتتحقق المعادلة هو أنهما يساويان ثابت يسمى ثابت الفصل، ووجد أن ذلك الثابت يجب أن يكون س(س + 1)، حيث:

$$\frac{1}{\text{ق}}\frac{\partial}{\partial \text{ض}}\left(\text{ض}^2\frac{\partial \text{ق}}{\partial \text{ض}}\right) - \frac{2\text{ك}\,\text{ض}^2}{\text{ب}^2}\left(\text{ط}_{\text{الوضع}} - \text{ط}\right) = \text{س}(\text{س} + 1)$$

$$\frac{1}{\text{ز}}\left[\frac{1}{\text{جا}(\text{ر})}\frac{\partial}{\partial \text{ر}}\left(\text{جا}(\text{ر})\frac{\partial \text{ز}}{\partial \text{ر}}\right) + \frac{1}{\text{جا}^2(\text{ر})}\left(\frac{\partial^2 \text{ز}}{\partial \text{ف}^2}\right)\right] = -\text{س}(\text{س} + 1)$$

حيث أن س هو ثابت الفصل ويسمى العدد الكمي السمتي.

الآن يجب فصل متغيري الزاويتين ف ور عن بعضهما البعض أيضا، نبدأ أولا بضرب المعادلة في ز جا^2(ر):

$$\text{جا}(\text{ر})\frac{\partial}{\partial \text{ر}}\left(\text{جا}(\text{ر})\frac{\partial \text{ز}}{\partial \text{ر}}\right)+\left(\frac{\partial^2 \text{ز}}{\partial \text{ف}^2}\right)+\text{ز}\,\text{جا}^2(\text{ر})\,\text{س}(\text{س}+1)=0$$

الآن بفرض: ز(ف، ر) = فا(ف) را(ر)، وبالتعويض:

$$\text{فا}\,\text{جا}(\text{ر})\frac{\partial}{\partial \text{ر}}\left(\text{جا}(\text{ر})\frac{\partial \text{را}}{\partial \text{ر}}\right)+\text{را}\left(\frac{\partial^2 \text{فا}}{\partial \text{ف}^2}\right)+\text{فا}\,\text{را}\,\text{جا}^2(\text{ر})\,\text{س}(\text{س}+1)=0$$

الآن بالقسمة على (فا را):

$$\left[\frac{1}{\text{را}}\,\text{جا}(\text{ر})\frac{\partial}{\partial \text{ر}}\left(\text{جا}(\text{ر})\frac{\partial \text{را}}{\partial \text{ر}}\right)+\text{جا}^2(\text{ر})\,\text{س}(\text{س}+1)\right]+\frac{1}{\text{فا}}\left(\frac{\partial^2 \text{فا}}{\partial \text{ف}^2}\right)=0$$

وبذلك نكون قد نجحنا في فصل المتغيرين، وليكن ثابت الفصل هو (غ^2)، فنتحصل على المعادلتين:

$$\text{غ}^2=\frac{1}{\text{را}}\,\text{جا}(\text{ر})\frac{\partial}{\partial \text{ر}}\left(\text{جا}(\text{ر})\frac{\partial \text{را}}{\partial \text{ر}}\right)+\text{جا}^2(\text{ر})\,\text{س}(\text{س}+1)$$

$$-\text{غ}^2=\frac{1}{\text{فا}}\left(\frac{\partial^2 \text{فا}}{\partial \text{ف}^2}\right)$$

حيث أن ثابت الفصل غ يسمى العدد الكمي المغناطيسي.

الآن يمكننا حل كل من تلك المعادلات الثلاثة التي فصلناها كل على حدة، نبدأ بالـ فا، فإن حلها كالتالي:

$$\text{فا}(\text{ف})=\text{هـ}^{\text{ت غ ف}}\qquad \text{غ}=0،\ \pm1،\ \pm2،\ \ldots$$

بالنسبة لمعادلة الـ را يمكن حلها باستخدام دوال لاجندري($\text{لا}_{\text{غ}}^{\text{س}}$)، والحل كالتالي:

$$\text{را}(\text{ر})=\text{أ}\,\text{لا}_{\text{غ}}^{\text{س}}(\text{جتا}\,\text{ر})$$

حيث: أ ثابت.

$$\text{لا}_{\text{غ}}^{\text{س}}(\text{ي})=(-1)^{\text{غ}}\left(1-\text{ي}^2\right)^{\frac{|\text{غ}|}{2}}\left(\frac{\text{د}}{\text{د ي}}\right)^{|\text{غ}|}\text{لا}_{\text{س}}(\text{ي})$$

$$\text{لا}_{\text{س}}(\text{ي})=\frac{1}{2^{\text{س}}\,\text{س}!}\left(\frac{\text{د}}{\text{د ي}}\right)^{\text{س}}\left(\text{ي}^2-1\right)^{\text{س}}$$

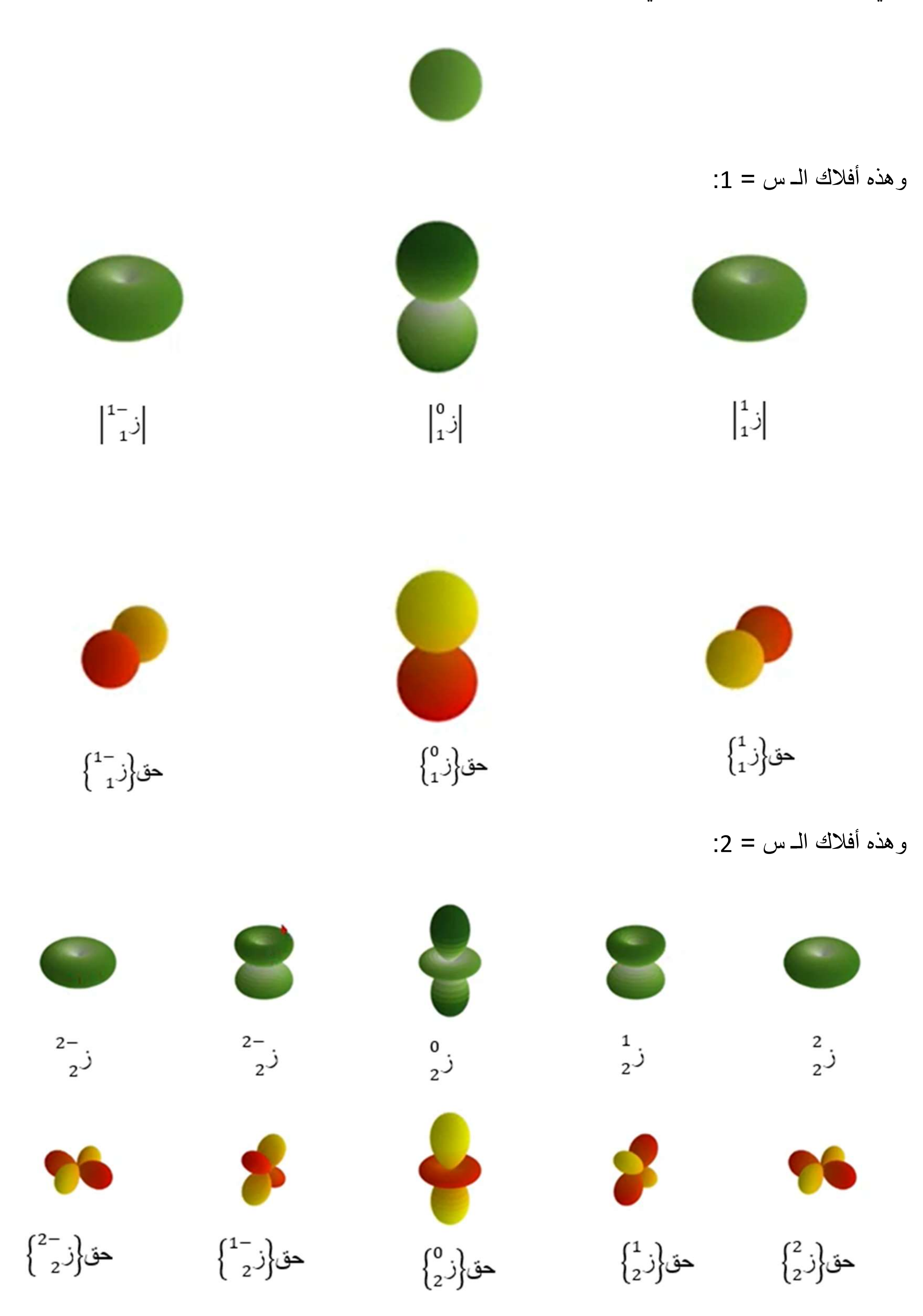
وبالتالي فإن الدالة ز تساوي:

$$\text{ز}_{\text{غ}}^{\text{س}}(\text{ف، ر})=\text{أ}\,\text{لا}_{\text{غ}}^{\text{س}}(\text{جتا}\,\text{ر})\,\text{هـ}^{\text{ت غ ف}}$$

الآن يُمكن إيجاد شكل حيز الفراغ الذي يشغله الإلكترون (الفلك) وذلك بدلالة الأعداد الكمية، وهذا شكل الفلك الأول، ويقع عندما س = 0، غ = 0:

$$ز^{س}_{غ} = ز^{0}_{0} = 1$$

هذه دالة دائرة[3] في سطح الـ ع×س أو ع×ص، فيمكن تخيل الشكل ثلاثي الأبعاد لها بتدويرها حول محور الـ ع وفي هذه الحالة فإن الشكل ثلاثي الأبعاد هو كرة:



وهذه أفلاك الـ س = 1:

وهذه أفلاك الـ س = 2:

[3] لا تنسى أننا قُمنا بالتحويل للمحاور القطبية.

يوجد أفلاك تخيلية لكن لم نُظهرها.

بالنسبة لمعادلة البُعد فيمكن حلّها باستخدام طريقة دوال بيسل، فإن حلها كالتالي:

$$\text{ق}(\text{ض}) = \text{أ}_{\text{م س}}\ \text{بي}_{\text{س}} \frac{\text{ذ}_{\text{م س}}\ \text{ض}}{\text{نق}}$$

$$\text{بي}_{\text{س}}(\text{ي}) = (-\text{ي})^{\text{س}} \left(\frac{1}{\text{ي}} \frac{\text{د}}{\text{د ي}}\right)^{\text{س}} \frac{\text{جا ي}}{\text{ي}}$$

حيث: نق هو نصف قطر الذرة من نموذج بور. وذ هي جذور الدالة $\text{بي}_{\text{س}}(\text{ي})$. و$\text{أ}_{\text{م س}}$ ثابت.

وبالتالي فإن الحل النهائي لدالة الموجة هو:

$$\text{ج}_{\text{م س غ}}(\text{ض، ر، ف}) = \text{أ}_{\text{م س}}\ \text{بي}_{\text{س}} \frac{\text{ذ}_{\text{م س}}\ \text{ض}}{\text{نق}}\ \text{ز}_{\text{غ}}^{\text{س}}(\text{ف، ر})$$

3-6 الأعداد الكمية:

وُجدت أربعة أعداد كمية لتحديد دالة موجة لكل إلكترون. الأعداد الكمية تعطي المعلومات الكافية التي تميز كل فلك للإلكترون. وهذه الأعداد هي كالتالي:

1-3-6 العدد الكمي الأساسي (م):

العدد الكمي الأساسي يدل على طاقة الإلكترون، وعلى متوسط بُعد الإلكترون عن النواة، وقيمه أعداد صحيحة، كالتالي:

م = 1، 2، 3، ...

بما أن الإلكترونات القريبة من النواة يصعب سحبها أكثر من الإلكترونات الأبعد؛ فذلك يعني أن الإلكترونات التي لها قيم أعلى لـ م يُمكن إزالتها بشكل أسهل من النواة. جميع الدوال الموجية التي تشترك في قيمة معينة لـ م؛ يُقال عنها أنها تشمل غلاف أساسي؛ لأن تلك الإلكترونات لها نفس متوسط البُعد من النواة. هذا العدد الكمي الأساسي يشابه رقم المدار في نموذج بور للذرة.

2-3-6 العدد الكمي السمتي (س):

العدد الكمي السمتي يدل على شكل فلك الإلكترون، وقيمه كالتالي:

س = 0، 1، 2، ... ، م − 1

تم الاستغناء عن قيم العدد الكمي السمتي بأحرف من اللغة الإنجليزية وهي بالترتيب: s، p، d، f. وتسمى الأغلفة، حيث أنها تتضمن عدد معين من الأفلاك.

3-3-6 العدد الكمي المغناطيسي (غ):

العدد الكمي المغناطيسي يدل على اتجاه الفلك -الذي يشغله الإلكترون- بالنسبة للمجال المغناطيسي المؤثر. ويمكن أن يحمل القيم التالية:

غ = - س، - س + 1، ... ، 0 ، ... ، س - 1 ، س

4-3-6 العدد الكمي للدوران المغزلي(د):

وُجد أنه يمكن لإلكترونين على الأكثر أن يشغلا نفس الفلك، وأنهما يدوران مغزليا عكس بعضهما، فواحد يدور "إلى أعلى" وله قيمة د = + $\frac{1}{2}$، والآخر "إلى أسفل" وله قيمة د = - $\frac{1}{2}$.

4-6 الملخص:

تم استنتاج معادلة تفاضلية جزئية تسمى معادلة شرودنجر التابعة للزمن؛ يمكن تطبيق هذه المعادلة على مُختلف الذرات، واستنتاج الكثير من الخصائص المتعلقة بها.

7- التوزيع الإلكتروني:

بمعلومية العدد الكلي للإلكترونات في الذرة، يمكن إيجاد توزيعها على الأفلاك باتباع مبدأ باولي للاستبعاد.

1-7 مبدأ باولي للاستبعاد:

ينص مبدأ باولي على أن الفلك الواحد يمكن أن يسع إلكترونين اثنين، كل منهما يدور مغزليا عكس اتجاه دوران الآخر.

2-7 سعة الأفلاك:

غلاف الـ s يحتوي على فلك واحد، وغلاف الـ p يحتوي على ثلاثة أفلاك، بينما غلاف الـ d يحتوي على 5، وغلاف الـ f يحتوي على 7.

الفلك الواحد يسع إلكترونين اثنين.

يتم تعبئة الأفلاك فرادى أولا، ثم يمكن تزويجها.

8- الجدول الذري:

في العام 1867 م أراد ديمتري ماندلييف تصنيف العناصر الكيميائية وترتيبها؛ فقام بترتيبها حسب وزنها الذري، ثم لاحظ علاقة خصائصها بالوزن الذري؛ فوجد أنها دورية، أي أنها تتكرر في فترات ثابتة، وكانت تتكرر كل ثمانية عناصر، فعلى سبيل المثال فإن الليثيوم والصوديوم والبوتاسيوم تتشابه في خاصية وهي أنها كلها معادن نشطة، وتراتيبها هي 3، و11، و19. أيضا الهيدروجين (1) والفلور (9) والكلور (17) كلها غازات نشطة. فقام ماندلييف بترتيب العناصر في جدول من ثمانية أعمدة، كل عمود يضم العناصر المتشابهة.

Key: 29 ← Atomic number; Cu ← Symbol; 63.55 ← Atomic weight

Metal / Nonmetal / Intermediate

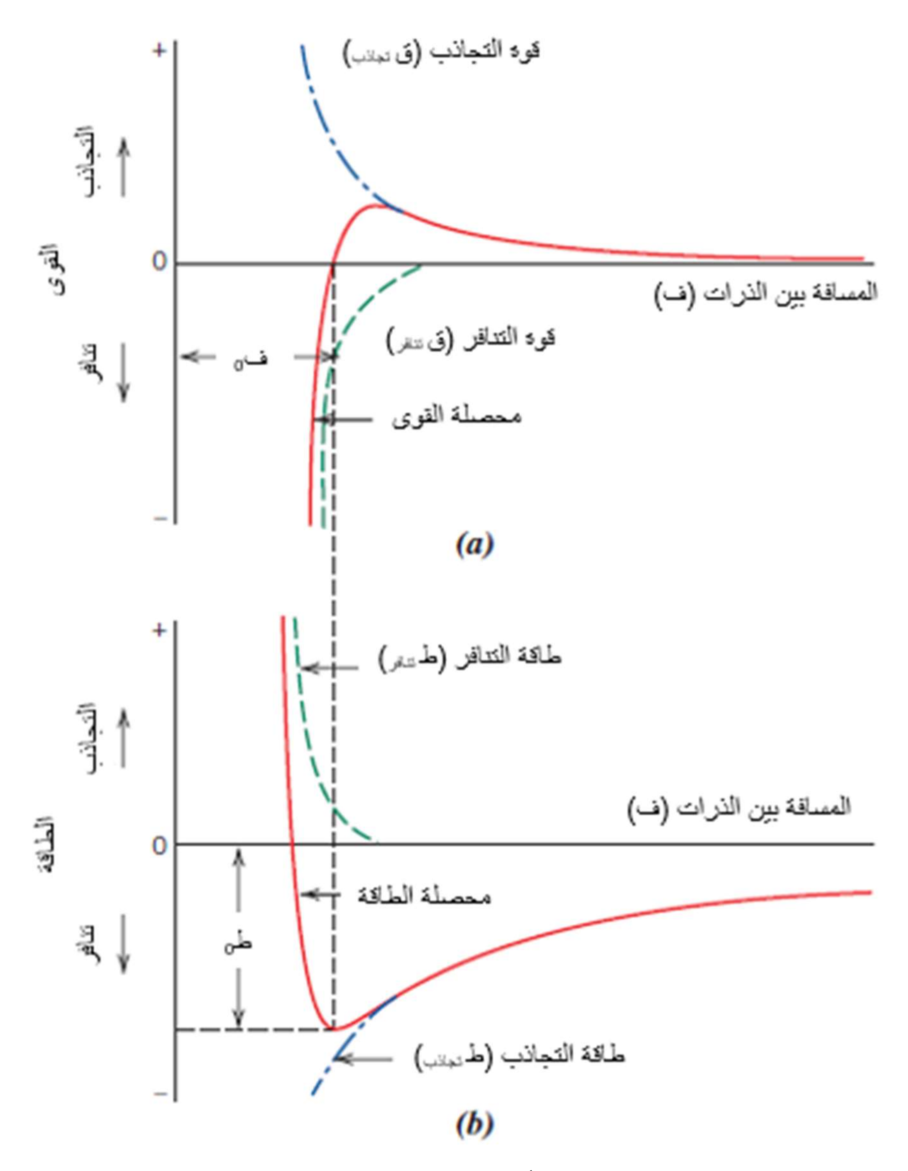
IA (1)	IIA (2)	IIIB (3)	IVB (4)	VB (5)	VIB (6)	VIIB (7)	VIII (8)	VIII (9)	VIII (10)	IB (11)	IIB (12)	IIIA (13)	IVA (14)	VA (15)	VIA (16)	VIIA (17)	0 (18)
1 H 1.0080																	2 He 4.0026
3 Li 6.941	4 Be 9.0122											5 B 10.811	6 C 12.011	7 N 14.007	8 O 15.999	9 F 18.998	10 Ne 20.180
11 Na 22.990	12 Mg 24.305											13 Al 26.982	14 Si 28.085	15 P 30.974	16 S 32.064	17 Cl 35.453	18 Ar 39.948
19 K 39.098	20 Ca 40.078	21 Sc 44.956	22 Ti 47.867	23 V 50.942	24 Cr 51.996	25 Mn 54.938	26 Fe 55.845	27 Co 58.933	28 Ni 58.69	29 Cu 63.55	30 Zn 65.38	31 Ga 69.72	32 Ge 72.63	33 As 74.922	34 Se 78.97	35 Br 79.904	36 Kr 83.80
37 Rb 85.47	38 Sr 87.62	39 Y 88.91	40 Zr 91.22	41 Nb 92.91	42 Mo 95.95	43 Tc (98)	44 Ru 101.07	45 Rh 102.91	46 Pd 106.42	47 Ag 107.87	48 Cd 112.41	49 In 114.82	50 Sn 118.71	51 Sb 121.76	52 Te 127.60	53 I 126.90	54 Xe 131.29
55 Cs 132.91	56 Ba 137.33	Rare earth series	72 Hf 178.49	73 Ta 180.95	74 W 183.84	75 Re 186.21	76 Os 190.23	77 Ir 192.22	78 Pt 195.08	79 Au 196.97	80 Hg 200.59	81 Tl 204.38	82 Pb 207.2	83 Bi 208.98	84 Po (209)	85 At (210)	86 Rn (222)
87 Fr (223)	88 Ra (226)	Acti-nide series	104 Rf (267)	105 Db (268)	106 Sg (269)	107 Bh (270)	108 Hs (269)	109 Mt (278)	110 Ds (281)	111 Rg (280)	112 Cn (285)	113 Uut (286)	114 Fl (289)	115 UUp (289)	116 Lv (293)	117 Uus (294)	118 Uuo (294)

Rare earth series	57 La 138.91	58 Ce 140.12	59 Pr 140.91	60 Nd 144.24	61 Pm (145)	62 Sm 150.36	63 Eu 151.96	64 Gd 157.25	65 Tb 158.92	66 Dy 162.50	67 Ho 164.93	68 Er 167.26	69 Tm 168.93	70 Yb 173.04	71 Lu 174.97
Actinide series	89 Ac (227)	90 Th 232.04	91 Pa 231.04	92 U 238.03	93 Np (237)	94 Pu (244)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (252)	100 Fm (257)	101 Md (258)	102 No (259)	103 Lr (262)

الجدول من [4]: الجدول الذري للعناصر الكيميائية.

9- الترابط الذري في المواد الصلبة:

فهم الخصائص الفيزيائية المتعلقة بالمواد يعتمد بشكل أساسي على فهم طبيعة الترابط الذري بين ذراتها. جميع الذرات قد تؤثر على بعضها البعض بنوعين من القوى، قوى جذب ($\text{ق}_{\text{جذب}}$)، وقوى تنافر ($\text{ق}_{\text{تنافر}}$). مقدار هذه القوى يعتمد على المسافة بين الذرات (ف). الشكل التالي يوضح علاقة القوى بالمسافة بين الذرات:



قوى الجذب تعتمد على نوع الروابط بين الذرات، أما بالنسبة لقوى التنافر فهي بسبب سحب الإلكترونات المحيطة بالنويات، لكنها غير مؤثرة إلا في القيم الصغير للمسافة بين الذرتين؛ حيث تبدأ سحب الإلكترونات بالتداخل.

محصلة القوى بين الذرات هي مجموع قوى التجاذب والتنافر:

$$\text{ق} = \text{ق}_{\text{تجاذب}} + \text{ق}_{\text{تنافر}}$$

في حال تساوي قوى التنافر والتجاذب، تكون المحصلة صفرا، وتحصل حالة اتزان، يكون فيها المسافة بين الذرات تساوي ف_0؛ كما يظهر في المخطط.

أحيانا يكون التعامل مع الطاقة أفضل من التعامل مع القوى، الطاقة ترتبط بالقوة بالعلاقة التالية:

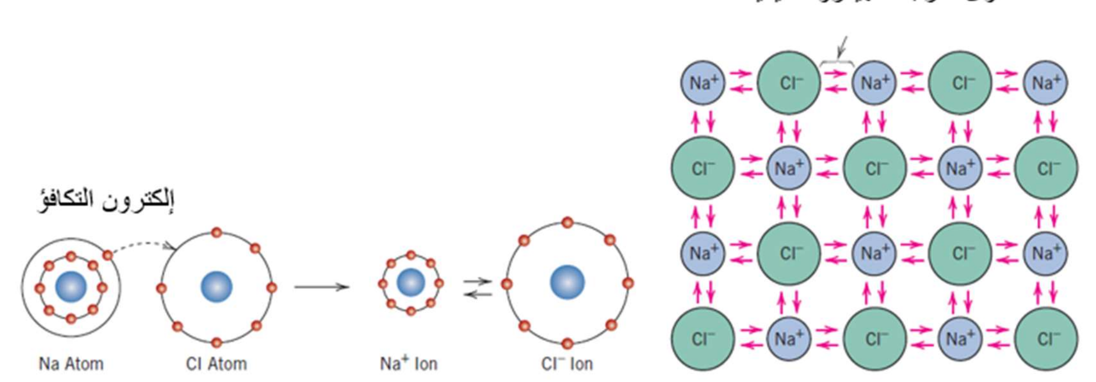
$$\text{ط} = \int \text{ق}\ \text{دف}$$

ومن ذلك ينشأ مفهوم طاقة الترابط ($ط_0$) والمقصود بها هي الطاقة عند مسافة الاتزان ($ف_0$)، ويمكن تخيلها على أنها الشغل الازم لإزاحة الذرة من تلك المسافة إلى الما لا نهاية.

10- الروابط الأساسية بين الذرات:

10-1 الترابط الأيوني:

يوجد هذا النوع من الترابط في الذرات التي تتركب من كلا العناصر الفلزية وغير الفلزية، تلك العناصر التي توجد على يمين ويسار الجدول الدوري. تتكون هذه الرابطة لأن الذرات الفلزية تفقد إلكترون تكافئها بسهولة لصالح الذرات الغير فلزية؛ مما يجعل كلا الذرتين أيونات، أي أن محصلة شحنة الواحدة منهن غير متعادلة، بل تكون إما موجبة أو سالبة. أشهر مثال لهذه الرابطة هو مركب كلوريد الصوديوم ($NaCl$)، عندما يتفاعل الصوديوم مع الكلوريد؛ يفقد إلكترون تكافئه المتواجد في فلك الـ (3s) لصالح ذرة الكلور، فيصبح لذرة الصوديوم توزيع إلكتروني مطابق لذرة النيون، لكن مع محصلة شحنة +1، بينما الكلور يصبح له توزيع إلكتروني مطابق للأرجون ومحصلة شحنة مقدارها -1. تتجاذب الذرات بفعل الشحنات الكهربائية المتعاكسة الإشارة، وتتكون الرابطة. كما بالشكل التالي:



لذرتين منعزلتين؛ طاقة الترابط لها علاقة عكسية بالمسافة بينهما، كالتالي:

$$ط_{تجاذب} = -\frac{أ}{ف}$$

نظريا؛ الثابت أ يساوي:

$$أ = \frac{ش^2}{4\pi س}$$

حيث: ش هي شحنة الإلكترون، وس هي السماحية الكهربائية للفراغ.

لكن في الحقيقة الرابطة ليست أيونية بنسبة 100%، فالمعادلة السابقة لا تحدد قوة الرابطة بدقة.

بالنسبة لطاقة التنافر بين الذرتين فهي كالتالي:

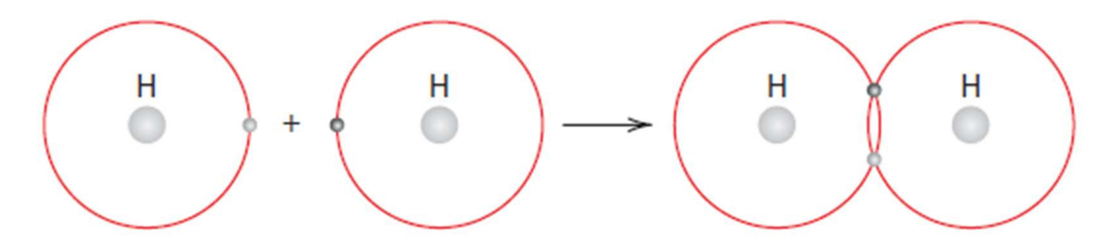
$$ط_{تنافر} = -\frac{ب}{ف^{س}}$$

حيث: ب هو ثابت يتم إيجاده من التجارب المعملية، والأس س قيمته تقريبا 8.

الترابط الأيوني غير اتجاهي أي أن قوة الترابط متساوية في جميع الاتجاهات حول الأيون؛ هذا يعني أن الأيونات السالبة والموجبة سوف تتوزع حول بعضها البعض في جميع الاتجاهات عند استقرارها.

2-10 الترابط التساهمي:

الترابط التساهمي يوجد بين الذرات المتقاربة في السالبية الكهربائية، أي التي تكون قريبة من بعضها البعض في الجدول الدوري، لهذه المواد يُفترض أن التوزيع الإلكتروني المستقر يتحقق بينهما بمشاركتها لإلكترون أو أكثر بينها، ويمكن اعتبار الإلكترونات المشاركة على أنها تنتمي لكلا الذرتين في نفس الوقت. يُمكن تمثيل الرابطة التساهمية لجزيء الهيدروجين كالتالي:

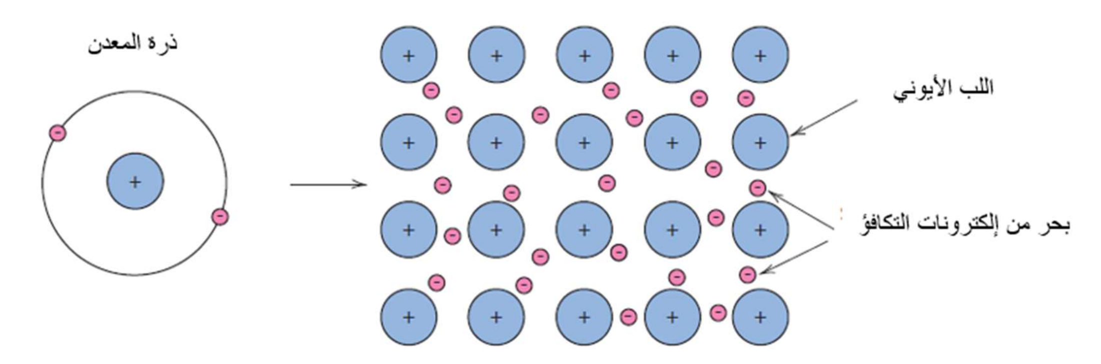


ذرة الهيدروجين لها إلكترون واحد فقط في فلك الـ(1s)، عند حدوث الرابطة التساهمية، يُصبح لدى ذرة الهيدروجين إلكترونين في فلك الـ(1s)، أي أنه تماما مثل توزيع ذرة الهيليوم.

الروابط التساهمية قد تكون قوية جدا، كما في الماس الذي هو قاس جدا وينصهر عند درجة حرارة >3550° م. وقد تكون ضعيفة جدا كما البيزموث الذي ينصهر عند 270° م.

3-10 الترابط المعدني:

الترابط المعدني يوجد في المعادن وسبائكها. تم اقتراح نموذج تقريبي لهذا الترابط، وهو كالتالي:

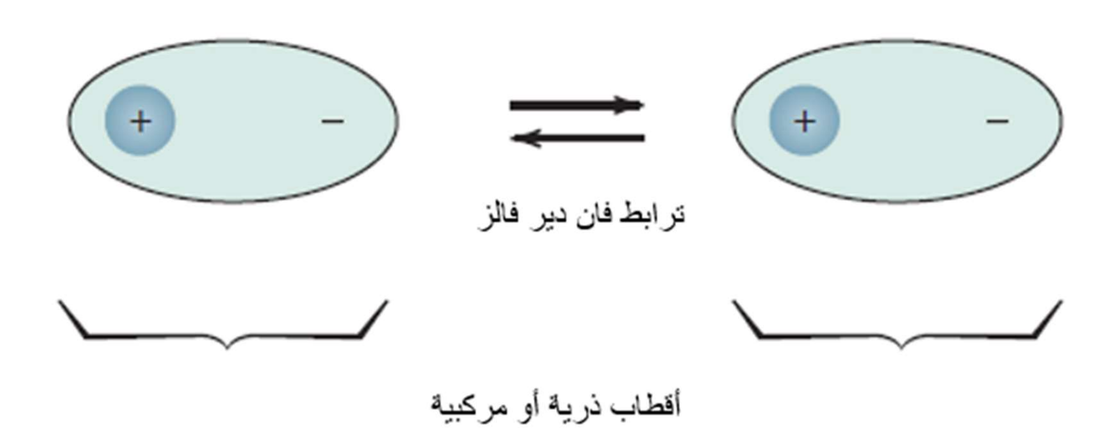


إلكترونات التكافؤ حرة الحركة بين ذرات المعدن، وبالتالي فإن النواة وباقي إلكتروناتها تُشكل "لب أيوني" موجب الشحنة. إلكترونات التكافؤ المنتشرة حول الذرات تُشكل "صمغ" يربط الذرات ببعضها البعض. الترابط المعدني قد يكون قويا جدا أو ضعيفا جدا باختلاف المعادن.

11- الترابط الثانوي (ترابط فان دير فالز):

الترابط الثانوي هو ترابط فيزيائي بخلاف الترابط الأساسي الذي هو ترابط كيميائي، ولذلك فهو أضعف منه قوة، حيث أن طاقة الترابط تتراوح من 4 إلى 30 كجول/مول فقط. الترابط الثانوي يوجد بين جميع أنواع الذرات نظريا. لكن يختفي تأثيره في حال تواجد الروابط الأساسية، لكنه يوجد في الغازات الخاملة التي تمتلك توزيع إلكتروني مستقر.

تنشأ الروابط الثانوية بفعل قطبية الذرات (أو الجزيئات والمركبات)، حيث أنه تتولد قطبية الذرات بفعل عدم توزيع الشحنات الكهربائية بالتكافؤ على كامل المركب. فتتجاذب الأقطاب الموجبة الشحنة مع الأقطاب السالبة الشحنة في المركبات المجاورة.



المراجع

[1] Brown, LeMay, Bursten, Murphy, Woodward. 2021
Chemistry - The Central Science
The Open Education Resource (OER) LibreTexts Project

[2] Lederman, L. 2006
The God Particle

[3] The Cavendish Laboratory, Cambridge University.
Splitting the Atom: Cockcroft and Walton

[4] CALLISTER, W. RETHWISCH, D. 2017.
Materials Science and Engineering AN INTRODUCTION

البحث ناقص ويحتاج إلى التكملة من حيث التكلم على الموجات الكهرومغناطيسية وعلاقة الضوء بها، ومن ثم تكملة نموذج شرودنجر وفهم الأعداد الكمية، وتطبيق نموذج شرودنجر على الذرات، وأخيرا التعمق أكثر في الروابط بين الذرات.